TRAITÉ

DE

CHIMIE MÉDICALE.

PARIS, IMP. DE BÉTHUNE ET PLON,
Rue de Vaugirard, 36.

TRAITÉ

DE

CHIMIE MÉDICALE,

PAR

M. BEUGNOT, D.-M.-P.,

Ancien Chef des Travaux chimiques à l'École vétérinaire d'Alfort.



PARIS,

CHEZ M. GAUTRET, 17, RUE SERVANDONI.

—

1838.

Bien que la chimie occupe parmi les sciences médicales un rang infiniment moins important que la pathologie et les autres branches essentiellement pratiques, nous avons pensé que le volume que nous publions aujourd'hui devait être assez complet pour pouvoir servir aux études de MM. les élèves. Nous espérons que l'examen que l'on en fera prouvera que notre but a été rempli. L'auteur, tout en cherchant à mettre son ouvrage autant que possible au niveau des connaissances actuelles, s'est attaché principalement à être élémentaire, et à présenter ses matières avec clarté. Sachant par expérience combien les commerçants ont de peine à se familiariser avec les réactions chimiques, quelquefois si compliquées, qui se passent dans certaines opérations, il n'a pas craint de multiplier les explications à cet égard, au risque de paraître parfois un peu fastidieux aux personnes qui ont l'habitude de lire la chimie.

L'ordre qui a été suivi dans cet ouvrage diffère un peu de celui qui a été adopté dans la plupart des traités. Le premier livre de la chimie minérale est consacré aux notions préliminaires; il comprend l'introduction, l'histoire de la combinaison chimique, de la combustion, de la théorie de la flamme; l'exposé des règles de la nomenclature; la théorie atomique; celle des nombres proportionnels; l'explication des signes algébriques employés dans le cours de l'ouvrage pour abréger les formules et pour faire connaître, par des équations très-simples, les réactions qui se passent dans les principales opérations. — Dans la plus grande partie des ouvrages de chimie, on

rattache l'histoire de la combustion et de la flamme à celle de l'air, ou de l'oxygène, ou bien du carbone : cette méthode est vicieuse en ce sens qu'elle fait supposer que la combustion et la flamme sont sous la dépendance de ces corps ; or, telle n'est pas l'opinion adoptée aujourd'hui dans les écoles ; la combustion est regardée comme un phénomène général, dépendant de la combinaison, et pouvant avoir lieu sans oxygène et sans carbone ; par conséquent, en bonne règle, l'exposé de ses phénomènes devait suivre celui de la combinaison.

Le second livre comprend l'histoire des métalloïdes.

Un premier chapitre est consacré à l'air et à l'eau. Ces deux corps universellement répandus jouent un grand rôle dans une grande quantité d'opérations chimiques ; et la connaissance de leur composition et de leurs propriétés est indispensable à l'intelligence d'une foule de réactions. Par exemple, comment serait-il possible de comprendre la théorie de l'extraction de l'hydrogène par l'action de l'acide sulfurique sur l'eau en présence du zinc, si l'on ignorait que ce liquide est formé d'oxygène et d'hydrogène en certaines proportions, qu'il est susceptible de se décomposer sous l'influence de certains agents, etc. Il est donc nécessaire de faire précéder l'histoire des métalloïdes par celle de ces deux composés. Si cet ordre n'est pas très-logique, il est au moins fort élémentaire et c'est l'essentiel. — Dans un second chapitre on examine successivement chaque corps simple non métallique, sous le rapport de son état naturel, de son extraction, de ses propriétés, et abstraction faite des combinaisons que chacun d'eux peut former en s'unissant avec les autres. Le cyanogène jouant dans ses combinaisons le rôle d'un corps simple analogue, par ses propriétés, au chlore, au brôme et à l'iode, l'auteur a cru devoir exposer son extraction et ses propriétés à la fin du chapitre ; il lui a semblé que cette disposition facilitait singulièrement la distribution méthodique des composés de cyanogène dans les différents paragraphes de l'ouvrage. — Un troisième chapitre est consacré aux combinaisons que les corps simples non métalliques peuvent former en s'unissant entre eux. Voici comment l'auteur s'y est pris pour classer clairement les nombreux composés qu'il avait à étudier : prenant le corps simple qui se trouve placé le premier sur la liste des métalloïdes et dans le deuxième chapitre, c'est-à-dire l'oxygène, il examine successivement les combinaisons acides ou non acides qu'il forme avec tous les métalloïdes : c'est là l'objet du premier paragraphe. Puis passant au second corps, l'hydro-

gène, il étudie tous ses composés, à l'exception, bien entendu, de ceux qu'il forme avec l'oxygène qui font partie du premier paragraphe. De cette manière le nombre des composés diminue de paragraphe en paragraphe, et en arrivant au métalloïde qui termine la liste, savoir l'azote, il n'y a plus rien à étudier.

Le troisième livre est consacré aux métaux. Il comprend dans autant de chapitres particuliers : 1° les considérations générales sur les métaux ; 2° l'histoire de ces corps simples, considérés sous le rapport de leur état naturel, leur extraction et leurs propriétés ; 3° les considérations générales applicables aux combinaisons que les métaux peuvent former avec les métalloïdes ; 4° l'histoire des sels, considérés aussi d'une manière générale ; 5° enfin, l'exposé de chaque combinaison métallique et de chaque sel. L'ordre qui a été suivi dans ce dernier chapitre est simple ; ainsi, à propos du potassium, on examine successivement les combinaisons qu'il forme avec l'oxygène, l'hydrogène, le phosphore, le soufre, etc. ; puis on termine le paragraphe par l'histoire des sels de potasse, précédée des caractères généraux de ces sels.

La chimie végétale et la chimie animale font ensuite l'objet de livres particuliers.

Dans le cours de cet ouvrage on s'est attaché à donner toute l'étendue nécessaire aux composés importants, et on a glissé très-légèrement sur ceux qui n'ont reçu aucune application utile. Les opérations purement industrielles sont à peine ébauchées ; mais les propriétés médicales et l'emploi thérapeutique de chaque corps ont été exposés à la suite de l'histoire de chacun d'eux. En un mot, on s'est efforcé de mériter à l'ouvrage son titre de *Chimie Médicale*. Plusieurs planches qui seront jointes au texte, représenteront les principaux appareils de chimie.

L'auteur de cet ouvrage est M. J. Beugnot, ancien chef des travaux chimiques à l'école vétérinaire d'Alfort, qui pendant plusieurs années a préparé et répété avec beaucoup de succès les leçons de M. Lassaigne, professeur de chimie dans cette école, et digne successeur de M. Dulong.

CHIMIE MÉDICALE.

DESCRIPTION,

PAR ORDRE ALPHABÉTIQUE,

DE QUELQUES VASES ET USTENSILES DE CHIMIE.

Alambic. Appareil destiné à la distillation des liquides ou des substances volatiles contenues dans des solides. Il est composé de trois pièces essentielles, savoir : une chaudière, un chapiteau et un réfrigérant. A (fig. I) est une chaudière en cuivre étamé, appelée *cucurbite*, et destinée à contenir les matières à distiller; on introduit celles-ci par l'ouverture tubulée *o*, que l'on bouche avec un bouchon ordinaire ; B est un couvercle creux, ordinairement en étain, et désigné sous le nom de *chapiteau;* il porte latéralement un tuyau conique *t*, légèrement incliné, qui reçoit le nom de *bec*. Celui-ci va aboutir à un autre tuyau également en étain, contourné sur lui-même sous forme de tire-bouchon, ce qui lui a fait donner le nom de *serpentin* ; il est placé dans un grand seau en cuivre C, nommé *réfrigérant*, muni supérieurement d'un robinet R. Le serpentin se termine inférieurement par un tube recourbé T, qui va se rendre à un flacon de verre. Au milieu des spires du serpentin se trouve un grand entonnoir mobile D, qui descend jusqu'à la partie inférieure du vase C, où il se termine par une portion évasée, percée de trous.

Lorsqu'on veut opérer une distillation dans un appareil semblable à celui que je viens de décrire, on établit la cucurbite sur un fourneau F, convenablement disposé ; on introduit le liquide dans la cucurbite A par l'ouverture latérale *o*, que l'on bouche avec soin ; on lute bien toutes les jointures de l'instrument avec des linges mouillés, ou bien avec du papier qu'on y applique à l'aide de la colle de pâte ; puis on emplit le vase C d'eau froide et on met du feu sous l'appareil. Le liquide ne tarde pas à entrer en ébullition ; la vapeur monte dans le chapiteau, et, incessamment poussée par celle qui se forme, elle pénètre dans le tube latérale *t*, et arrive dans le serpentin ; là, le contact de l'eau froide qui entoure le conduit spiroïde qu'elle est obligée de parcourir, ne tarde pas à en opérer la condensation; le produit liquide qui en résulte s'écoule par le tube recourbé T, et est reçu dans un flacon de verre. Mais l'eau du réfrigérant, à force d'enlever du calorique à la vapeur qui la traverse, s'échauffe beaucoup, et deviendrait bientôt incapable d'opérer la condensation de celle-ci, si on ne la remplaçait pas. C'est alors que l'entonnoir D devient utile ; on verse de l'eau dans cet entonnoir ; celle-ci gagne la partie inférieure du réfrigérant, où elle remplace l'eau chaude spécifiquement plus légère, qui s'écoule par le robinet R, placé à la partie supérieure de l'appareil. Lorsque les localités le permettent, il est préférable de mettre l'entonnoir en communication avec un conduit qui apporte continuellement de l'eau froide, et d'ouvrir le robinet pour donner écoulement au trop plein ; avec quelques tâtonnements on parvient à régler le courant de telle façon qu'il sorte par le robinet, dans un

temps donné, une quantité d'eau égale à celle qui est apportée à l'entonnoir.

L'eau, dans les circonstances ordinaires, ne peut acquérir une température supérieure à cent degrés. Mais il n'en est pas de même des substances solides que l'on y plonge; celles-ci peuvent, en vertu de leur densité spécifique, tomber au fond de la chaudière, recevoir d'une manière plus directe l'action du feu, et acquérir une température supérieure à celle de l'eau bouillante. C'est un inconvénient auquel il faut obvier quand on veut retirer des substances fixes, et par l'intermède de l'eau en ébullition, certains principes volatils altérables par une chaleur trop forte; on y parvient en isolant ces substances (fleurs, matières végétales aromatiques, etc.) du fond de la chaudière, au moyen d'un diaphragme en étain percé de trous, que l'on dispose un peu au-dessus de l'eau; la vapeur de ce liquide, en passant à travers les trous du diaphragme, entraîne avec elle le principe volatil et va se condenser avec lui dans le serpentin; c'est ainsi que l'on prépare les eaux distillées aromatiques. — Quelquefois on remplace le diaphragme par un vase cylindrique en étain, muni supérieurement de deux anses, et nommé *bain-marie*. On place la matière à distiller dans ce bain-marie, que l'on introduit dans la cucurbite, qui est disposée de manière à adapter parfaitement son ouverture supérieure avec le contour extérieur du bain-marie; on recouvre celui-ci du chapiteau que l'on fait communiquer avec le serpentin; puis on met de l'eau dans la cucurbite par son ouverture latérale qui doit rester ouverte pendant la distillation, afin de donner issue à la vapeur aqueuse, et l'on opère à la manière ordinaire.

Aujourd'hui l'usage des alambics est assez restreint; dans les laboratoires de chimie la plupart des distillations se font au moyen de cornues munies d'allonges et de récipients en verre.

Allonge (fig. 2). Espèce de cône tronqué, renflé vers sa partie moyenne, et employé pour éloigner un récipient du feu. On lui donne différentes formes, et on en fait en verre, en grès, en cuivre, etc.

Bain de sable. C'est un vase de fer ou de terre dans lequel on met du sable, et que l'on emploie dans quelques circonstances pour garantir les vases de verre de l'action immédiate du feu, ou bien pour leur servir de support. Aujourd'hui on se sert rarement du bain de sable.

Ballons (fig. 3). Vases de verre ronds dont le col est court et cylindrique. Quelquefois, outre l'ouverture ordinaire du ballon, on y pratique d'autres ouvertures que l'on nomme *tubulures*. On les chauffe, soit au bain de sable, soit à feu nu, en les plaçant sur un triangle de fer disposé à une certaine distance des charbons ardents.

Chalumeau (fig. 4). Instrument creux recourbé à une de ses extrémités, et composé d'un tube *a*, *b*, de cuivre, d'argent ou de verre, recourbé en *b*, puis renflé en boule, terminé par une pointe *p*, et pourvu en *a* d'une olive en ivoire, légèrement évasée. On se sert de cet instrument pour chauffer ou fondre différentes matières préalablement placées dans une petite cavité creusée sur un morceau de charbon de bois, ou dans une petite cuillère en platine. On souffle par l'extrémité *a*, et on place la pointe *p* dans la flamme d'une chandelle de manière à diriger celle-ci sur la matière que l'on veut échauffer.

Cloche (fig. 5). Cylindre creux de verre ou de cristal, ouvert seulement par sa base, arrondi et terminé à sa partie supérieure par un bouton au moyen duquel on peut l'enlever facilement; il est nécessaire d'en avoir de différentes grandeurs. Les cloches servent à recueillir les gaz, à les transvaser, à les mesurer, etc. On donne le nom de *cloche graduée* (fig. 5, *b*) à celle qui est divisée en un certain nombre de parties. Pour faire cette division, on emplit la cloche d'eau dans la cuve hydro-pneumatique, on la porte ensuite sur la tablette, puis on se procure un flacon à goulot étroit contenant exactement un décilitre d'eau; on fait passer dans la cloche l'air contenu dans ce flacon, et on marque avec de la cire à cacheter le point où est descendue l'eau; on continue cette opération jusqu'à ce que toute l'eau de la cloche ait été déplacée; puis on trace sur la cloche elle-même les divisions avec un diamant. Il est essentiel d'opérer à la même température, car la capacité des vases et le volume des liquides dont on se sert pour le jaugeage augmentant par la dilatation, il y aurait plusieurs causes d'erreurs. — La *cloche recourbée* est un cylindre creux de verre, dont on courbe et dont on ferme ensuite une extrémité à la lampe (fig. 5, *d*). On s'en sert pour faire un grand nombre d'expériences sur le mercure : la matière sur laquelle on veut expérimenter est placée

dans la partie courbe et chauffée avec la lampe à esprit de vin.

CORNUE (fig. 6). Vase distillatoire pyriforme, recourbé sur lui-même et formé de trois parties : la partie recourbée *c* porte le nom de *col*; la partie *v* porte le nom de *voûte ;* enfin la partie inférieure *p* est nommée *panse* ou *ventre.* Quelquefois la cornue porte une tubulure *t*, munie d'un bouchon de cristal ou de liége ; on dit alors que la cornue est *tubulée.* Les cornues sont faites en verre, en grès, en platine, en porcelaine et quelquefois en plomb ; celles qui sont en métal servent pour distiller les matières qui attaquent le verre ou le grès ; on les compose alors de deux parties qui peuvent s'ajuster à frottement.

CREUSET (fig. 7). Vase de forme triangulaire, conique ou cylindrique dans lequel on soumet beaucoup de substances solides à l'action du feu, dans l'intention de les faire entrer en fusion, ou de les combiner ; ils sont composés d'une terre infusible, ou bien de platine, ou d'argent. Quelquefois on emplit les creusets de terre d'un mélange de charbon pulvérisé et d'une petite quantité d'argile détrempée dans l'eau, et l'on pratique au milieu de cette masse une cavité dans laquelle on place la substance que l'on veut exposer au feu. Ces creusets se nomment *creusets brasqués.*

CUVE HYDRO-PNEUMATIQUE OU PNEUMATO-CHIMIQUE. Vaisseau rectangulaire en bois doublé de plomb, dont on se sert pour recueillir ou transvaser les gaz insolubles ou peu solubles dans l'eau. Il est formé d'une grande caisse supportée par quatre pieds, et pourvue inférieurement d'un robinet pour vider l'eau qu'elle renferme. Une tablette en métal, percée de trous et glissant à volonté dans deux rainures métalliques fixées aux deux parois internes opposées, sert de support aux cloches remplies d'eau dans lesquelles on veut recueillir les gaz ; ceux-ci sont amenés sous les cloches à l'aide de tubes recourbés qui aboutissent d'une part à l'appareil qui les laisse dégager et qui s'introduisent par l'extrémité opposée sous les trous de la planchette ; un de ces trous est muni d'un entonnoir renversé et placé en dessous. Quand on veut transvaser un gaz, on place la cloche pleine d'eau au-dessus de ce trou, et on engage sous l'entonnoir l'ouverture de celle qui contient le gaz.

CUVE A MERCURE OU HYDRARGIRO-PNEUMATIQUE. Cette cuve est en marbre ou en pierre dure ; elle est pourvue d'une petite tablette disposée comme celle de la cuve à eau. Une échancrure pratiquée à la paroi supérieure de la cuve et garnie d'une glace, permet d'observer la hauteur du mercure dans les tubes gradués qui servent à mesurer les gaz ; un trou creusé dans l'épaisseur du marbre, vis-à-vis l'échancrure dont il vient d'être question, permet d'enfoncer le tube gradué autant que cela est nécessaire pour mettre le mercure intérieur de niveau avec celui de la cuve. On opère sous le mercure de la cuve hydrargiro-pneumatique, lorsque le gaz que l'on veut recueillir, transvaser ou mesurer, est soluble dans l'eau.

EPROUVETTE (fig. 8). Vase de cristal, ordinairement cylindrique, beaucoup plus long que large, souvent muni d'un pied, et employé pour l'essai des gaz.

EUDIOMÈTRE. Instrument dont on se sert pour analyser certains gaz, et principalement l'air atmosphérique (fig. 9). Il se compose d'un tube de verre très-épais, plus ou moins cylindrique, ouvert inférieurement, et terminé supérieurement par un bouchon en cuivre jaune, ou en fer, qui est surmonté d'une tige terminée par une boule de même métal que le bouchon ; cette tige se prolonge en bas et se recourbe à sa partie inférieure ; elle est mastiquée avec de la résine ou de la cire à cacheter dans un tube de verre destiné à l'isoler des parties environnantes. L'eudiomètre est pourvu, à sa partie inférieure, d'une virole en cuivre, qui a pour objet de donner de la solidité à l'instrument ; à cette virole est fixée une plaque circulaire, mobile autour de la vis qui la soutient et lui sert d'axe, et percée à son centre d'une ouverture conique fermée par une soupape qui peut s'ouvrir de bas en haut. Dans la fig. 9, *a* représente l'eudiomètre fermé, et *b* le représente ouvert.—Quand on veut se servir de cet instrument, on commence par emplir le tube d'eau, en ayant soin de n'y laisser aucune bulle d'air, on mesure ensuite dans un tube gradué les gaz que l'on veut faire réagir l'un sur l'autre, et on les fait passer successivement, et sous l'eau, dans l'eudiomètre, à l'aide d'un petit entonnoir ; on ferme l'instrument, on essuie bien la garniture supérieure, on la met en communication avec le sol en la touchant avec le doigt, et on en approche le disque d'un électrophore chargé d'électricité, ou bien une bouteille de Leyde éga-

lement chargée : à l'instant même on voit l'étincelle pénétrer dans l'intérieur du tube, et enflammer le mélange des gaz qu'il contient. Au moment de l'explosion, la soupape, pressée de haut en bas, reste fermée; mais aussitôt qu'il s'est produit un vide dans l'eudiomètre, l'eau soulève la soupape et vient remplir l'instrument. Il ne s'agit plus alors que de mesurer le gaz résidu. — L'eudiomètre à mercure se distingue par ses garnitures qui sont en fer, et par son disque inférieur qui est dépourvu de soupape et seulement percé d'une ouverture que l'on ferme avec un obturateur qui peut s'y visser à volonté.

Flacons tubulés (fig. 10). Flacons de verre qui ont deux ou trois ouvertures ou goulots à leur partie supérieure. On les appelle encore *flacons de Woolf*, du nom de leur inventeur. On s'en sert principalement pour monter l'appareil désigné sous le nom d'*appareil de Woolf*, et qui sert à saturer les liquides de gaz. Je décrirai cet appareil après avoir donné la théorie des tubes de sûreté.

Fourneau. Instrument dont on se sert pour soumettre différentes substances à l'action du feu. Ils sont ordinairement faits en terre cuite, en brique ou en fonte. Leur forme et leur grandeur varient suivant leurs usages. La fig. 11 représente un *fourneau évaporatoire;* il est évasé supérieurement pour recevoir une bassine ou une chaudière. Dans un fourneau on distingue plusieurs parties, savoir : le *foyer* où se place le combustible; il est muni d'une ouverture latérale que l'on peut boucher à volonté; la *grille*, qui supporte le combustible; le *cendrier*, cavité inférieure où viennent tomber les cendres, et munie d'une ouverture que l'on bouche quand on veut diminuer le courant d'air, et par conséquent l'activité de la combustion.

Fourneau à réverbère long (fig. 12). Il est composé de deux pièces : l'inférieure, *a*, contient le cendrier et le foyer ; la supérieure, *b*, est le *réverbère* ou *dôme*. Il est destiné à chauffer, dans toute leur longueur, des tubes de fer ou de porcelaine, placés pour cela dans deux échancrures pratiquées aux extrémités de chaque pièce, dans le point où elles se correspondent.

Fourneau à réverbère rond. Aux deux pièces du précédent, s'ajoute une troisième pièce intermédiaire *c*, fig. 13, qui porte le nom de *laboratoire*. Ce fourneau est destiné à concentrer le calorique sur un point donné, afin de le porter à une haute température; c'est dans le laboratoire que l'on place les cornues qui doivent être chauffées; on les asseoit sur des tringles de fer, et leur col sort par un trou circulaire formé de deux échancrures appartenant, l'une au laboratoire, l'autre au dôme.

Lut. On donne ce nom à une substance que l'on applique en couches plus ou moins épaisses sur la surface de certains corps, soit pour les préserver de l'action du feu ou de l'air, soit pour en boucher les interstices et les rendre imperméables. Il existe plusieurs espèces de lut : le plus employé est formé de pâte d'amandes et de colle d'amidon, broyées ensemble dans un mortier ; il sert à recouvrir les bouchons de liége qui ferment les ouvertures des vases. Lorsque les gaz qui se dégagent des appareils peuvent attaquer la substance du liége et du lut de pâte d'amandes et de colle, on fait usage d'un lut composé avec de l'argile broyée et tamisée, que l'on incorpore peu à peu à de l'huile de lin rendue siccative par la litharge. On applique ce lut comme le précédent, et on le recouvre de bandes de toile imbibées de blanc d'œuf et de chaux. — On prépare encore avec de l'argile et du sable un lut que l'on applique en couches plus ou moins épaisses sur les cornues et les tubes que l'on veut préserver de l'action immédiate du feu. Ce lut doit être séché très-lentement.

Matras. Vase de terre à long col et de forme variable, employé pour faire des digestions, des macérations, ou pour préparer certains gaz, tels que le chlore.

Pipette. Petit instrument de verre (fig. 14) dont on se sert pour décanter par aspiration les petites quantités de liquide qui surnagent un précipité.

Tube. On donne ce nom à des tuyaux plus ou moins cylindriques, beaucoup plus longs que larges, faits en fer, en platine, en porcelaine, et surtout en verre. — Les tubes de fer dont on fait usage ne sont ordinairement que des canons ou des portions de canons de fusil dont on a ôté la culasse; ils sont employés principalement pour extraire le potassium et le sodium. — Les tubes de platine sont bien rarement employés. — Ceux de porcelaine sont d'un usage fréquent dans les laboratoires ; leur forme et leur grandeur varient ; tous doivent être vernis intérieurement et garnis d'un lut terreux à l'extérieur. On s'en sert pour

exposer les gaz et les liquides à l'action d'une haute température, ou bien encore pour faire réagir des gaz sur certains corps solides, mais toujours à une température très-élevée. Pour cela on dispose le tube horizontalement dans un fourneau à réverbère long, et on fait communiquer ses extrémités avec des appareils convenables. — La longueur et le diamètre des tubes de verre varient; ils sont employés pour faire des cloches courbes, des éprouvettes, des tubes recourbés, des syphons, des pèse-liqueurs, des pipettes, des tubes gradués destinés à mesurer les gaz que l'on veut combiner ou faire réagir, des tubes de sûreté, etc. — Ces derniers sont destinés à empêcher l'absorption qui aurait lieu dans un vase qui communiquerait avec un autre vase contenant un liquide, absorption qui serait due elle-même à la condensation du gaz ou de la vapeur enfermée dans le premier vase, et à la formation d'un vide déterminant une sorte d'aspiration du liquide. On me comprendra mieux tout à l'heure.

Théorie des tubes de sûreté. Cette théorie se rattache tout-à-fait à celle des pressions atmosphériques. Faisons d'abord sentir la nécessité des tubes de sûreté, et pour cela supposons que nous avons introduit un liquide quelconque, de l'éther, par exemple, dans une cornue C (fig. 15) communiquant par un tube recourbé *t* avec un vase V qui contient de l'eau. Si l'on vient à chauffer la cornue, le premier effet de l'application du calorique sera de dilater le vase, le liquide qu'il contient, et surtout la portion d'air qui s'y trouve encore enfermée ; celle-ci ne pouvant plus être contenue dans l'appareil se dégagera par le tube *t*, dont je suppose l'extrémité plongée dans le liquide du vase V. Bientôt l'éther entrera en ébullition, sa vapeur chassera tout l'air qui pouvait encore se trouver dans la cornue, et se dégagera à l'extrémité opposée du tube. Si l'on cesse de chauffer, le liquide se contractera par le refroidissement, la vapeur d'éther se condensera, et il se produira un vide dans la cornue. Ce vide ne pourra pas être rempli par l'air du dehors, puisque l'eau qui entoure l'extrémité du tube s'oppose à toute communication entre l'atmosphère et l'intérieur de la cornue; mais la pression atmosphérique viendra aussitôt exercer sa puissante action à la surface du liquide contenu dans le vase V, le forcera de pénétrer dans le tube et de monter dans la cornue, afin de remplir le vide. Ce liquide froid arrivant dans un vase chaud, pourra le faire briser, et la substance qui se trouve dans la cornue pourra être altérée ou perdue. C'est ce phénomène que l'on désigne en chimie sous le nom d'*absorption*. On s'oppose à cette absorption en plaçant au col de la cornue un tube recourbé portant une boule à moitié remplie d'eau ou de mercure (fig. 16) ; alors, à mesure que le gaz de l'intérieur de l'appareil se condense par le refroidissement, et que le liquide du vase V tend à monter dans le tube *t*, sous l'influence de la pression atmosphérique, cette pression détermine le liquide contenu dans le tube A à s'abaisser d'une quantité justement égale à celle dont il s'élève dans le tube *t*. Il arrive un moment où ce liquide parvient en B ; alors l'air, en raison de sa légèreté, traverse l'eau de la boule sous forme de bulles, et parvient dans la cornue. Cet effet se succède jusqu'à ce que l'intérieur de l'appareil se trouve soumis à une pression égale à celle du dehors. La boule du tube AB sert de réservoir à la portion de liquide que la pression de l'atmosphère y refoule.

C'est à l'aide des tubes de sûreté que l'on monte des appareils de Woolf. La fig. 17 représente un de ces appareils dont on comprendra facilement la théorie. Quelquefois on remplace les tubes à boules par des tubes droits (fig. 18), ouverts par les deux bouts, et plongeant d'une petite quantité dans les liquides. A mesure que le refroidissement a lieu, l'air du dehors entre par ces tubes et s'oppose à l'absorption.

Valet. On donne ce nom à des nattes de paille tressées en couronne et destinées à supporter les ballons et les matras (fig. 3).

CHIMIE MÉDICALE.

LIVRE PREMIER.

Notions préliminaires dont la connaissance est nécessaire à l'étude de la chimie.

§ Ier. Introduction.

On donne le nom de corps à tout ce qui a une existence matérielle et frappe un ou plusieurs de nos sens. — Les corps se présentent à nous sous trois états : ils sont *solides*, *liquides* ou *gazeux*. Parmi ces corps il en est dont on ne peut retirer qu'une sorte de matière ; on dit alors qu'ils sont *simples* ou *élémentaires* : l'or, l'argent, le soufre, etc., sont des corps simples ; car, de quelque manière que ces corps soient traités, on ne peut jamais extraire de chacun d'eux qu'une seule et même substance. — Il existe un grand nombre de corps dont on peut, au moyen d'opérations chimiques, séparer plusieurs substances différentes : telle est, par exemple, la pierre à chaux qui, lorsqu'on la chauffe, laisse dégager un air particulier que l'on connaît sous le nom vulgaire d'air méphitique ; il reste ensuite dans le four de la chaux vive ; voilà déjà deux substances retirées de cette pierre ; eh bien, ces deux substances sont elles-mêmes formées par la combinaison d'autres corps que nous connaîtrons plus tard. La chaux n'est donc pas un élément, mais bien un corps *composé*. Le nombre des corps composés est infini ; il n'en est pas de même de celui des éléments qui est assez restreint. Les anciens n'en reconnaissaient que quatre : l'eau, l'air, la terre et le feu. Il y a bien long-temps que cette opinion, qui a été émise pour la première fois par Aristote, et professée pendant des siècles dans les écoles de philosophie, n'est plus soutenue que par le vulgaire étranger aux sciences : de ces quatre éléments les trois premiers sont de véritables corps composés ; le dernier est un corps impondérable, source inconnue d'une multitude de phénomènes, mais qui ne tombe pas lui-même sous nos sens ; en un mot, il n'est pas composé d'une *matière* appréciable à nos moyens d'investigation, et, par conséquent, il ne constitue pas un élément dans l'acception du mot. — Les progrès de la chimie ont prouvé que les corps simples sont plus nombreux qu'on ne le supposait autrefois ; on en compte aujourd'hui *cinquante-quatre*, qui, par leur union deux à deux, trois à trois, quatre à quatre, etc., forment l'innombrable multitude de corps composés que l'on trouve dans la nature.

Les corps simples actuellement connus, ont été nommés ainsi qu'il suit :

1	Oxygène.	28	Fer.
2	Hydrogène.	29	Étain.
3	Bore.	30	Cadmium
4	Carbone.	31	Cobalt.
5	Silicium.	32	Nickel.
6	Phosphore.	33	Glucinium.
7	Soufre.	34	Molybdène.
8	Sélénium.	35	Chrôme.
9	Chlore.	36	Vanadium.
10	Iode.	37	Tungstène.
11	Brôme.	38	Colombium.
12	Phtore ou fluor.	39	Antimoine.
13	Azote.	40	Tellure.
14	Zirconium.	41	Urane.
15	Thorinium.	42	Cérium.
16	Calcium.	43	Titane.
17	Baryum.	44	Bismuth.
18	Strontium.	45	Plomb.
19	Potassium.	46	Cuivre.
20	Sodium.	47	Mercure.
21	Lithium.	48	Osmium.
22	Magnesium,	49	Rhodium.
23	Aluminium.	50	Iridium.
24	Yttrium.	51	Argent.
25	Arsenic.	52	Or.
26	Manganèse.	53	Platine.
27	Zinc.	54	Palladium.

Il est très-vraisemblable que le nombre des corps simples augmentera à mesure que la science s'enrichira de faits

et d'observations ; peut-être encore verra-t-on par la suite que plusieurs corps que dans l'état actuel de nos connaissances et de nos moyens analytiques nous regardons comme simples, sont au contraire des corps composés.

Toute matière soumise à l'observation peut être divisée en particules de plus en plus petites, jusqu'à ce qu'échappant à la vue, on cesse de la diviser. C'est à ces particules infiniment petites que l'on donne le nom de *molécules*. On en distingue de deux espèces : 1° les *molécules intégrantes ;* 2° les *molécules constituantes*. Les premières ont pour caractère d'être semblables à la masse dont elles proviennent et de jouir de toutes ses propriétés chimiques et physiques ; ainsi, à quelque degré de finesse que soit broyé un bâton de soufre, ses particules infiniment petites seront comme le bâton lui-même, jaunes, combustibles, etc.; ces particules sont les molécules intégrantes du soufre. Les molécules *constituantes*, au contraire, sont les *élémens* des corps composés. Ainsi l'acier qui est un composé de carbone et de fer, a deux espèces de molécules constituantes : d'une part le carbone et de l'autre le fer ; mais ces molécules sont combinées chimiquement et ont perdu leurs propriétés caractéristiques pour en revêtir d'autres qui n'appartiennent ni au carbone ni au fer, mais bien au corps composé qui est l'acier. Les molécules constituantes ne sont donc pas semblables à la masse dont elles font partie. Mais si l'on vient à réduire à l'aide de la lime et de la porphyrisation, l'acier en particules très-petites, celles-ci, en tout semblables à l'acier lui-même, seront les molécules intégrantes de ce corps, et chacune de ces molécules intégrantes sera composée de deux éléments (fer et carbone), et par conséquent de deux molécules constituantes réunies par la combinaison. — D'après ces définitions on voit qu'un corps quelconque n'a jamais qu'une espèce de molécule intégrante, mais qu'il possède autant de molécules constituantes qu'il y a d'éléments qui entrent dans sa composition.

Les molécules sont unies entre elles avec plus ou moins de force et de fixité ; si l'on prend une barre de fer par une de ses extrémités, on voit que toutes les parties de cette barre qui ne sont pas contenues immédiatement dans la main, restent attachées à la masse, malgré la pesanteur qui les sollicite à tomber. Si l'on incline cette barre dans différents sens, les molécules qui la composent ne roulent pas les unes sur les autres, et restent invariablement fixées à la même place. Cette fixité des molécules est le caractère des corps *solides*. Les corps *liquides*, au contraire, sont formés de molécules susceptibles de rouler les unes sur les autres, quand on imprime des mouvements aux vases qui les contiennent. Cette mobilité des molécules se fait également remarquer dans les corps *gazeux* ; mais un autre caractère vient différencier cette dernière classe de corps de la précédente ; ce caractère consiste dans l'*impossibilité* où sont ces corps *de se limiter eux-mêmes*. Leur volume, extrêmement variable, est relatif à la pression qui est exercée à leur surface et à plusieurs autres circonstances étudiées en physique. Un litre de gaz peut être réduit, par une forte pression, à un volume beaucoup moindre ; il peut aussi occuper un espace beaucoup plus grand, se répandre, par exemple, dans toute l'étendue d'une chambre *vide d'air*, et presser encore les parois de cette chambre.

Il n'y a pas d'effet sans cause ; par conséquent on ne peut expliquer les états solide, liquide et gazeux des corps qu'en admettant des forces qui les produisent. Dans les corps solides, la force qui réunit les molécules et les fixe à une place invariable a reçu les noms d'*attraction moléculaire* et de *cohésion* ; elle ne s'exerce qu'à des distances inappréciables, auprès du point de contact. En effet, si la distance qui sépare deux corps est mesurable, leurs atomes ne s'attireront point, et ne pourront s'unir. — Dans les gaz, cette force paraît manquer au premier abord, car nous venons de voir tout à l'heure qu'en augmentant l'espace dans lequel se trouvait contenu un corps gazeux, celui-ci se répandait uniformément dans les nouvelles limites qui lui étaient offertes, comme si ses molécules se repoussaient à distance. Cette répulsion, qui existe de fait, n'est pas une propriété inhérente à la *matière* gazeuse, elle est seulement produite par un fluide invisible, impondérable, qui s'interpose entre ses molécules et qui tend à les écarter les unes des autres : ce fluide est le *calorique*, force nouvelle qui tend à neutraliser la cohésion, et qui exerce sa puissante action sur tous les corps de la nature. Un grand nombre de corps peuvent, suivant qu'une plus ou moins grande quantité de calorique se trouve

interposée entre leurs molécules, se présenter successivement à l'état solide, liquide et gazeux.

Indépendamment de la cohésion, il existe une autre force qui réunit les atomes constituants des corps : c'est l'*affinité chimique* ; elle peut être modifiée par plusieurs circonstances.

1° La cohésion s'oppose souvent à l'union des corps ; c'est pour cela que l'on est souvent obligé de faire intervenir le calorique, afin de détruire cette cohésion et de permettre à l'affinité de s'exercer ; c'est ainsi que le soufre et le fer, qui ne peuvent s'unir à la température ordinaire, parce que la cohésion de ces deux corps solides s'y oppose, entrent très-bien en combinaison à une haute température. C'est de ce fait, bien connu des anciens philosophes, que nous vient ce célèbre axiome tant de fois répété dans les écoles : *Corpora non agunt nisi sint soluta.*

2° Si le calorique favorise la combinaison des corps solides, il agit parfois d'une manière tout-à-fait opposée ; cela se fait remarquer lorsque les corps que l'on chauffe sont susceptibles de passer à l'état gazeux. — Le calorique peut même détruire des combinaisons préalablement obtenues à l'aide d'une température moindre : c'est ainsi que le mercure qui absorbe l'oxygène et se convertit en deutoxide de mercure à 340 degrés environ, laisse dégager ce gaz à une température plus élevée.

3° L'électricité a aussi une grande influence sur l'affinité chimique. Pour le concevoir, il suffit de se rappeler que deux corps électrisés de la même manière se repoussent, et que deux corps électrisés d'une manière différente s'attirent.

4° La pesanteur spécifique n'est pas sans action sur l'affinité. Lorsque deux corps ont une densité spécifique différente, ils tendent à se séparer ; et si leur affinité est très-faible, ils ne peuvent se combiner. C'est pour cela que l'eau ne dissout pas l'huile, et qu'un alliage en fusion, formé de deux métaux de densité très-différente, tend à se décomposer en partie lorsqu'on le refroidit lentement.

5° La pression augmente l'affinité des corps très-compressibles, tels que les fluides élastiques ; elle favorise leur union entre eux et avec certains liquides. Ainsi lorsqu'un gaz a plus de force expansive que d'affinité pour l'eau, il ne se combine pas avec elle ; si on le comprime, l'affinité devient prépondérante, et l'union a lieu ; mais une fois que cet effet est obtenu, si l'on vient à supprimer cette pression, la force élastique devenant plus grande que l'affinité, le gaz se dégage en produisant une sorte d'ébullition. C'est un phénomène de ce genre qui a lieu lorsqu'on débouche une bouteille de vin de Champagne, de bierre mousseuse, d'eau de Seltz, etc. Il y a des substances qui sont formées par la combinaison d'un corps solide avec un fluide élastique, et qui se décomposent facilement à l'air libre, sous l'influence de la chaleur. La pierre à chaux est de ce nombre ; mais en s'y prenant de manière à comprimer fortement ces substances, elles ne se décomposent pas. Si, par exemple, après avoir rempli un tube de fer très-épais de pierre à chaux, on le scelle avec soin, il sera possible d'exposer ce tube à une température très-élevée sans décomposer la pierre qui pourra entrer en fusion, cristalliser par le refroidissement et se transformer en marbre. Dans cette opération, l'air renfermé dans le tube, et la petite quantité de gaz qui se dégage de quelques molécules de pierre à chaux, exercent sur la masse de cette substance une pression assez forte pour s'opposer à sa décomposition. C'est au chevalier Hall que l'on doit cette observation.

6° La quantité relative des corps entre lesquels la combinaison peut avoir lieu, peut aussi faire varier l'affinité. Il y a des corps qui s'unissent en plusieurs proportions ; on remarque alors que l'un tient d'autant plus à l'autre qu'il est en plus petite quantité par rapport à celui-ci, ce dont il est facile de se rendre compte par la supposition suivante : si nous avons deux composés formés, le premier de 1 de A et de 1 de B, le second de 1 de A et de 2 de B, il sera plus facile d'enlever une portion de A au premier qu'au second ; il doit en être ainsi, puisque dans le premier composé il n'y a qu'une partie de B qui agit sur une partie de A, et qu'il y en a deux dans le second.

L'affinité préside à toutes les réactions chimiques et forme un sujet continuel de recherches pour le chimiste. Quand on en connaît parfaitement les lois, on peut, dans presque toutes les circonstances, décomposer les corps et en séparer les élémens ; c'est cette opération chimique qui est désignée sous le nom d'*analyse* ; on nomme *synthèse* l'opéra-

tion inverse, c'est-à-dire celle qui consiste à combiner les corps pour en former d'autres plus composés.

On voit par ce qui précède que l'affinité pure et simple est loin de suffire, comme l'ont prétendu Geoffroy, Bergmann, etc., pour rendre raison des réactions qui président aux combinaisons chimiques et par conséquent aux diverses décompositions. — Ces résultats, qui ont été pour la plupart démontrés par Bertholet dans sa *Statique chimique*, nous conduisent à donner une définition de la science dont nous allons nous occuper. A l'exemple de M. Orfila, je dirai que la chimie *a pour objet de déterminer l'action que les corps simples ou composés exercent les uns sur les autres en vertu d'un certain nombre de forces, et de faire connaître leur nature et les moyens de les obtenir.*

§ II. De la Combinaison.

La combinaison est le résultat de l'union de deux ou plusieurs corps, opérée en vertu d'affinités réciproques. L'affinité ne s'exerce qu'entre deux, trois ou quatre espèces d'atomes différents ; en effet, on ne connaît guère de composé plus compliqué que le *quaternaire* ; elle peut présider à la combinaison de corps *tous solides*, exemple : soufre et fer ; ou *tous liquides*, exemple : eau et acide sulfurique : ou *tous gazeux*, exemple : gaz acide chlorhydrique et gaz ammoniac ; elle peut s'exercer entre des corps solides et des liquides, exemple : potasse caustique et acide sulfurique ; ou bien entre des solides et des gaz, exemple : antimoine et chlore ; ou bien, enfin, entre des liquides et des corps gazeux, exemple : eau et gaz acide chlorhydrique.

Plusieurs phénomènes se manifestent au moment où les corps se combinent. Tantôt il y a dégagement de lumière et de chaleur, comme dans la combinaison de l'antimoine et du chlore ; tantôt production de chaleur seulement, comme cela arrive quand on combine l'acide sulfurique à l'eau ou à l'alcool ; tantôt enfin il y a production de froid, comme cela se voit quand on fait agir le sel de cuisine sur la glace pilée. — Dans les corps composés, les propriétés des élémens disparaissent et font place à de nouvelles propriétés qui, bien souvent, ne tiennent ni de l'un ni de l'autre des corps composants. Ces changements peuvent survenir dans l'état physique, la saveur, l'odeur, la solubilité, l'action médicale, etc. 1° Deux corps gazeux peuvent produire soit un corps liquide, exemple : oxygène et hydrogène qui forment de l'eau par leur combinaison ; soit un corps solide, exemple : gaz acide chlorhydrique et gaz ammoniac, qui par leur union forment du sel ammoniac blanc et solide ; 2° deux corps insipides peuvent donner naissance à un composé très-sapide, exemple : soufre et oxygène, qui forment l'acide sulfurique ; 3° deux éléments inodores peuvent former une combinaison très-odorante, exemple : soufre et hydrogène qui forment le gaz acide sulfhydrique, remarquable par son odeur fétide d'œufs pourris ; 4° deux corps solubles peuvent produire un composé qui ne l'est pas, exemple : acide sulfurique et eau de barite, qui donnent naissance au sulfate de barite, sel tout-à-fait insoluble ; 5° deux substances vénéneuses peuvent perdre cette qualité en se combinant, exemple : soude caustique et acide sulfurique, dont l'union forme le sulfate de soude, sel qui au lieu de posséder des propriétés toxiques comme ses composants, ne jouit que d'une action purgative. — Je pourrais multiplier beaucoup plus ces exemples, si ceux qui précèdent ne suffisaient pas pour donner une idée de l'intérêt qui se rattache à l'étude de la chimie.

Un corps A peut se combiner en diverses proportions avec un autre corps B, et donner naissance à des composés différents par leurs propriétés ; ainsi un corps qui résultera de l'union d'un atome de A, et d'un atome de B, pourra être différent de celui qui sera formé par un atome de A et deux ou trois atomes de B. Par exemple, le mercure forme avec l'iode deux composés qui possèdent des propriétés différentes : l'un est jaune, et l'autre est d'un rouge éclatant. — Bien plus, un corps A peut se combiner dans la même proportion avec un autre corps B, et former plusieurs composés qui ne se ressemblent pas, bien que leur poids atomique soit le même. On donne le nom d'*isomères* (1) à ces corps sur lesquels l'attention des savants s'est arrêtée depuis quelques années seulement. Je citerai comme exemples des corps *isomériques*, les acides fulminique et cyanique qui ont la même composition et qui dif-

---

(1) Du grec ισομερης qui signifie *composé de parties égales.*

fèrent beaucoup l'un de l'autre ; les acides racémique et tartrique, etc.

Lorsque deux corps ont été unis en vertu d'une puissante affinité, il n'est plus possible de les séparer qu'en mettant le composé qui résulte de cette combinaison en contact avec un troisième corps qui ait plus d'affinité pour l'un des éléments du composé que ceux-ci n'en ont l'un pour l'autre. C'est sur la connaissance de ce fait que repose en partie la théorie des analyses chimiques. Supposons, par exemple, que nous ayons l'intention de faire l'analyse d'un composé binaire (c'est-à-dire formé de deux molécules constituantes) que nous nommerons A + B ; il faudra d'abord le mettre en contact avec un corps C qui ait plus d'affinité pour A, que celui-ci n'en a pour B ; il en résultera un nouveau composé A + C, et B sera isolé. Si maintenant on met le corps A + C en contact avec un quatrième corps D qui ait plus d'affinité pour C, que celui-ci n'en a pour A, il y aura une nouvelle réaction chimique qui donnera naissance à un composé C + D et qui isolera l'élément A. Si, avant l'expérience, on connaissait le poids du corps A + B, et qu'après avoir terminé l'opération, on recueille et on pèse avec soin les deux éléments séparés A et B, on connaîtra les rapports dans lesquels ils étaient combinés, et l'on pourra ensuite étudier leurs propriétés physiques et chimiques. — Il arrive souvent qu'un composé A + B ne peut être décomposé ni par un corps C, ni par un corps D employés isolément ; mais si l'on vient à combiner ces deux derniers, de manière à en former un composé C + D, et que dans ce nouvel état on le mette en contact avec le corps A + B, il pourra arriver que les éléments de ces deux composés se séparent pour se combiner dans un autre ordre, et donner naissance à deux nouvelles combinaisons A + C et B + D. C'est à ce phénomène que l'on donne le nom de *double décomposition*.

J'aurai l'occasion de démontrer par la suite que, tout en faisant la part des circonstances que nous avons passées en revue plus haut, l'affinité des corps est loin d'être absolue, et qu'elle dépend souvent de la quantité des corps mis en présence, de la force expansive des uns et de la cohésion des autres ; nous verrons que l'on peut faire changer entièrement les phénomènes et les réactions chimiques, en changeant quelques circonstances des opérations. Quelques exemples démontreront ce que je dis : 1° Dans les circonstances ordinaires, l'acide sulfurique décompose les borates, s'empare de la base du sel, et met l'acide borique à nu ; si, au contraire, on fait agir l'acide borique sur certains sulfates à une haute température, ces sulfates seront décomposés, et l'acide borique s'emparera de la base ; 2° En traitant le sulfate de chaux solide par le carbonate d'ammoniaque dissout, il y a double décomposition et formation de carbonate de chaux et de sulfate d'ammoniaque. Si ces deux derniers corps sont réunis à l'état solide, mélangés intimement et portés à une haute température, le premier effet produit sera détruit, et il s'en développera de tout opposés, c'est-à-dire qu'à la suite d'une double décomposition nouvelle, il se reformera du sulfate de chaux et du carbonate d'ammoniaque. Ces exemples se multiplieront et deviendront plus intelligibles, à mesure que nous avancerons dans cet ouvrage.

§ III. De la Combustion.

L'histoire de la combustion me semble devoir suivre immédiatement celle de la *combinaison*, dont elle est la conséquence, et à laquelle ce phénomène se rattache bien plus qu'à l'histoire du carbone et de l'oxygène, puisqu'il peut se produire sans le secours de ces deux corps.

Lavoisier et la plupart des chimistes modernes donnent le nom de combustion à un phénomène dans lequel l'oxygène se combine avec un corps quelconque, phénomène accompagné d'élévation de température et *quelquefois* de production de lumière ; selon eux la production de lumière n'est pas une circonstance essentielle, et il n'y a pas combustion lorsque deux corps ne contenant pas d'oxygène se combinent en donnant lieu à un grand dégagement de chaleur et à une émission de flamme. Je pense avec quelques chimistes de notre époque que cette définition et cette théorie sont essentiellement vicieuses, et que l'on peut rendre sans inconvénient au mot *combustion* une partie de son acception vulgaire. Une foule de corps qui ne contiennent pas d'oxygène produisent de la chaleur et de la flamme en se combinant ; c'est ce que l'on voit, par exemple, quand on projette de la limaille de cuivre, de l'arsenic en poudre, ou bien de l'antimoine

également pulvérisé, dans un flacon qui contient du gaz chlore; on voit aussitôt une vive lumière sillonner le vase, et la combinaison s'effectuer avec combustion. D'ailleurs, l'oxygène se combine avec plusieurs corps, par exemple, avec le fer, sans qu'il y ait dégagement sensible, je ne dirai pas de lumière, mais de chaleur.

Plusieurs auteurs modernes ont modifié la définition de Lavoisier. Ainsi M. Thomson admet l'existence de corps combustibles, de corps incombustibles, et d'autres corps qu'il nomme *soutiens de la combustion*, et qui sont l'oxygène, le chlore, le brôme, l'iode, le fluor, et quelques corps composés; suivant cet auteur, *la combustion est la combinaison d'un corps combustible avec un des soutiens de la combustion, combinaison qui a lieu avec dégagement de calorique et de lumière.* Cette définition est évidemment meilleure que la première, mais elle est encore trop restreinte; en effet, M. Thomson range le soufre parmi les corps combustibles; il est réellement combustible par rapport à l'oxygène, mais il devient soutien de la combustion dans plusieurs autres circonstances. Il est donc préférable de regarder, à l'exemple de M. Orfila, la combustion comme *un phénomène très-général qui a lieu toutes les fois que deux ou un plus grand nombre de corps se combinent avec dégagement de calorique et de lumière.*

Pendant long-temps on a ignoré la cause de ce phénomène; Stahl avait supposé que les corps contiennent un principe inflammable qu'ils laissent dégager pendant qu'ils brûlent; et c'est à ce principe qu'il avait donné le nom de *phlogistique.* « Au moment de se dégager, disait Stahl, le phlogistique est affecté d'un mouvement violent; la chaleur et la lumière ne sont autre chose que ce principe subtil dans cet état de grande agitation. » D'après cette théorie, lorsqu'on faisait brûler de l'antimoine à l'air, c'est que ce métal perdait son phlogistique. Il n'y a qu'un inconvénient à cette théorie, c'est que le corps brûlé a acquis du poids par la combustion; comment donc concilier cette augmentation de poids avec la *perte* d'un principe?

Lavoisier a cherché à démontrer, et la plupart des chimistes ont admis après lui, que le calorique et la lumière qui se dégagent pendant la combustion sont le résultat du rapprochement des molécules. Mais les travaux de MM. Delaroche et Bérard, sur le calorique spécifique des gaz, ne permettent plus d'adopter cette manière de voir, du moins dans un grand nombre de circonstances; il résulte en effet de leurs expériences, que la chaleur spécifique du corps brûlé est souvent aussi grande ou même plus grande que la somme de celle des éléments qui se combinent pendant la combustion. Le dégagement du calorique latent ne suffit donc pas pour expliquer le phénomène, mais on s'en rend parfaitement compte, ainsi que l'a fait M. Berzélius, par l'état électrique différent des corps qui se combinent. Suivant le savant que je viens de citer, dans toute combinaison chimique, il y a neutralisation des électricités opposées, et *cette neutralisation produit le feu, de la même manière qu'elle le produit dans les décharges de la bouteille de Leyde.*

Ajoutons à l'appui de cette théorie, 1° que M. Davy a prouvé depuis long-temps qu'en faisant communiquer les deux pôles d'une pile voltaïque par un morceau de charbon dans un gaz impropre à la combustion, on pouvait entretenir ce corps dans un état de violente ignition aussi long-temps que la pile reste en activité, et sans que le charbon éprouvât la moindre altération chimique (*Ann. de phys. et de chim.*, t. x, p. 411); 2° que M. Becquerel a prouvé que, lorsqu'un morceau de papier brûle, celui-ci s'électrise vitreusement et la flamme résineusement (*Ann. de chim. et de phys.*, t. xvii); 3° que M. Pouillet a démontré que, dans toute combustion opérée par le gaz oxygène, ce gaz s'entoure d'une atmosphère d'électricité vitrée (*Ann. de chim. et de phys.*, t. xxxv).

§ IV. Théorie de la Flamme.

La flamme n'est autre chose, suivant sir H. Davy, qu'une matière gazeuse chauffée au point d'être lumineuse, et jouissant d'une température qui surpasse la chaleur blanche des corps solides. L'intensité qu'elle présente dépend de la nature du produit de la combustion. Si ce produit est un gaz ou une vapeur, la flamme est peu intense, comme cela se remarque dans la combustion du soufre qui produit du gaz acide sulfureux, et de l'hydrogène qui forme de la vapeur d'eau; elle est au contraire vive et éclatante lorsque le produit de la combustion est une substance solide qui, se précipitant dans l'intérieur de la flamme, acquiert elle-même une haute tempé-

rature et devient lumineuse. C'est ce dernier effet qui est produit dans la combustion du phosphore, qui produit de l'acide phosphorique fixe, du zinc qui donne naissance à de l'oxyde de zinc solide; et des matières huileuses ou grasses qui laissent déposer momentanément du carbone. — Par la même raison, en projetant dans la flamme du soufre, de l'hydrogène, etc., des fragments d'une matière solide, comme du sable fin, de la limaille d'acier, de l'amiante, etc., on augmente l'intensité de la flamme.

Une matière combustible ne peut être enflammée qu'après avoir été réduite en vapeur ou transformée en gaz et portée à une température plus ou moins élevée. Les mèches de coton dans les lampes et les chandelles déterminent l'ascension de la matière combustible entre leurs filaments, et occasionnent, par la chaleur que produit leur combustion, la décomposition de l'huile ou du suif liquéfié.

La flamme des matières combustibles ne peut subsister qu'à une certaine température; si celle-ci s'abaisse, la flamme s'éteint; c'est ce qui arrive quand on souffle une chandelle allumée. Il en est de même quand on met en contact immédiat avec la flamme un corps solide susceptible d'absorber une certaine quantité de calorique et de refroidir les gaz qui brûlent. Sir H. Davy a démontré ce fait par des expériences que je vais rapporter : 1° Si on allume le gaz hydrogène qui se dégage d'une lampe philosophique, et que l'on mette un peu au-dessous de la flamme une toile métallique dont les trous soient excessivement petits, le gaz hydrogène traversera la toile, mais la matière gazeuse sera tellement refroidie qu'on ne pourra pas allumer une allumette soufrée un peu au-dessus de la toile, tandis qu'on l'enflammera facilement dans l'espace qui sépare cette toile de l'ouverture du tube qui donne issue à l'hydrogène. 2° Que l'on éteigne la flamme de la lampe philosophique, et que l'on place la toile métallique un peu au-dessus de l'ouverture du tube par lequel sort le gaz hydrogène, celui-ci traversera la toile, et pourra être enflammé à l'aide d'un corps en combustion *au-dessus* de la toile. A son tour, la flamme que produira l'hydrogène en brûlant au-dessus de la gaze métallique sera refroidie, en sorte qu'il sera impossible d'enflammer une allumette soufrée que l'on placera entre l'extrémité du tube de la lampe et la face inférieure de la toile.

Ces observations ont conduit sir H. Davy à la découverte d'une *lampe de sûreté* fort importante. On sait que, dans quelques mines de charbon de terre, il se dégage de temps en temps une certaine quantité de gaz hydrogène carboné, qui, se mêlant à l'air, forme un mélange qui détonne par le contact des corps enflammés. On sait encore que de telles explosions ne se renouvelaient que trop souvent autrefois au sein des mines, et qu'un grand nombre d'ouvriers en ont été victimes. Or, pour prévenir ces accidents, il suffit de placer la lumière destinée à éclairer le mineur dans une petite lampe dont les *jours* sont recouverts d'une toile métallique très-fine. C'est ce que sir Davy a fait avec le plus grand succès. La lampe de sûreté, telle qu'on l'emploie aujourd'hui, est composée, 1° d'un réservoir en laiton qui contient l'huile, et qui est percé près du porte-mèche, d'un canal fort étroit destiné à laisser glisser à frottement un fil de fer qui sert à ajuster la mèche sans que le mineur soit obligé d'ouvrir sa lampe; 2° d'un conduit cylindrique formée par une toile métallique en fil de fer de $\frac{1}{40}$ à $\frac{1}{60}$ de pouce de diamètre; ce conduit se visse exactement sur le réservoir à huile, et quelques montants en gros fils de fer servent à maintenir la toile qui a environ 750 ouvertures par pouce carré. Il est évident que lorsque cette lampe est allumée et convenablement disposée, le mélange détonnant qui pénètre dans son intérieur, à travers les ouvertures de la toile métallique, peut s'enflammer; mais la flamme ne peut traverser le tissu du fil de fer, et se propager au dehors.

M. Davy a également reconnu qu'en plongeant dans le mélange explosif dont il vient d'être question un fil de platine de $\frac{1}{20}$ de pouce de diamètre et rouge de feu, ce fil se maintenait à la température rouge pendant plusieurs minutes, et pouvait jeter autour de lui une lueur très-légère, mais assez forte pour guider dans l'obscurité un mineur parfaitement au courant des localités. Cette découverte lui a permis d'apporter encore une heureuse modification à la lampe de sûreté : une spirale de platine est disposée autour de la mèche de cette lampe, de manière à se trouver constamment rouge; lorsque la détonation survient, l'effet indiqué plus haut se manifeste, c'est-à-dire que la platine conserve sa température, bien que la lampe soit éteinte par l'explosion, et sert à diriger l'ouvrier dans sa fuite.

§ V. Nomenclature chimique.

On a donné des noms *insignifiants* aux corps simples ; cela n'entraîne aucun inconvénient, lorsque ces noms sont courts, et qu'ils se prêtent à la formation des autres noms ; mais il est de la plus haute importance que les corps composés aient des noms qui rappellent les éléments qui les constituent, et les proportions relatives dans lesquelles ces éléments sont unis.

Les corps simples ont été divisés par presque tous les chimistes en *non-métalliques* ou *métalloïdes* et en *métaux*. Les treize premiers corps de la liste que j'ai donnée au paragraphe premier sont *non-métalliques*, tous les autres sont des métaux. M. Berzélius a adopté une autre classification des corps simples ; il les a divisés en *métalloïdes*, *métaux électro-résineux* et *métaux électro-vitrés*. Les métalloïdes sont tous électro-résineux, et sont au nombre de onze, savoir : l'oxygène, le soufre, l'azote, le phtore, le chlore, le brôme, l'iode, le phosphore, le bore, le carbone et l'hydrogène. — Il y a onze métaux électro-résineux, savoir : le sélénium, l'arsenic, le chrôme, le molybdène, le vanadium, le tungstène, l'antimoine, le tellure, le tantale, le titane et le silicium. Ce dernier et le sélénium, que la plupart des chimistes considèrent comme des métalloïdes, sont classés parmi les métaux par M. Berzélius. Les trente-deux autres corps simples sont classés par le même chimiste parmi les métaux électro-vitrés.

On a donné le nom d'*oxydes* aux combinaisons de l'oxygène avec les corps, lorsque ces combinaisons ne rougissent pas la teinture de tournesol, ou sont dépourvus d'une saveur aigre ; à ce mot oxyde, on ajoute le nom du corps simple métallique ou métalloïde qui est uni à l'oxygène. Ainsi la combinaison de l'oxygène et du zinc porte le nom d'*oxyde de zinc*. Mais il arrive souvent que l'oxygène forme avec un même corps plusieurs combinaisons qui diffèrent entre elles, non-seulement par leurs propriétés, mais encore par la quantité relative des éléments. Dans ce cas, on appelle le moins oxygéné *protoxyde*, le second, ou le plus oxygéné ensuite, *sesquioxyde* ou *bioxyde*, suivant qu'il contient une fois et demie ou deux fois autant d'oxygène que le premier ; ainsi l'on dit *protoxyde* et *bioxyde de mercure* pour désigner les deux combinaisons que l'oxygène peut former avec le mercure. Lorsque les combinaisons d'oxygène ne suivent pas la loi de composition que je viens d'indiquer, et qu'il y a plus de deux composés, le deuxième oxyde prend le nom de *deutoxyde*, et le troisième, ou le plus oxygéné, est nommé *tritoxyde*. On appelle encore *peroxyde* celui qui contient la plus grande proportion d'oxygène, quel que soit son rang. Ainsi le plomb forme avec l'oxygène trois composés, qui sont le protoxyde (massicot et litharge), le deutoxyde (minium), et le tritoxyde ou peroxyde de plomb. Dans l'exemple que j'ai cité plus haut, le bioxyde de mercure peut aussi être appelé peroxyde de mercure.

M. Berzélius a donné le nom de *sous-oxyde* à celui qui n'est pas assez oxydé pour s'unir aux acides, de *sus-oxyde* à celui qui l'est trop, et d'*oxyde* à celui qui l'est au degré convenable. Quand un métal fournit plusieurs oxydes susceptibles de se combiner aux acides, il termine le nom du moins oxydé en *eux*, et l'autre en *ique*. Ainsi, au lieu de dire protoxyde et bioxyde de mercure, il se sert des mots *oxyde mercureux*, *oxyde mercurique*.

On a appelé *acides* les composés d'oxygène et d'une ou plusieurs substances simples qui rougissent la teinture de tournesol et ont une saveur aigre ou caustique. Lorsqu'un corps ne forme qu'un composé acide avec l'oxygène, on ajoute la terminaison *ique* à son nom que l'on fait précéder du mot *acide*. C'est ainsi qu'on nomme *acide carbonique*, *acide borique*, les composés acides que le carbone et le bore forment avec l'oxygène. Quand un même corps forme deux combinaisons acides avec l'oxygène, on conserve la terminaison *ique* pour celui qui contient la plus forte proportion de ce dernier corps, tandis que le nom de l'autre se termine par *eux*. Exemple : l'arsenic forme avec l'oxygène deux composés acides ; celui qui est le plus oxydé s'appelle *acide arsénique*, l'autre est nommé *acide arsénieux*. — Il peut se faire qu'il y ait un acide moins oxydé que l'acide en *ique*, et plus que celui en *eux* ; il conserve la terminaison *ique*, mais son nom est précédé du mot *hypo* (du grec ὑπὸ, au-dessous). Enfin, s'il y a un acide moins oxydé que l'acide en *eux*, on le dénomme d'après la même convention. Ainsi, le soufre forme quatre acides avec l'oxygène ; le premier s'appelle *acide sulfurique* ; le deuxième,

acide hyposulfurique; le troisième, *acide sulfureux*, et le quatrième, *acide hyposulfureux*. — Lorsque les acides ne contiennent pas d'eau, on les dit *anhydres*.

L'hydrogène forme aussi avec quelques corps simples des composés qui jouissent de toutes les propriétés des acides; on leur donne le nom générique d'*hydracides*, pour les distinguer des *oxacides*, ou acides d'oxygène. Quant à chaque acide d'hydrogène en particulier, on forme son nom avec celui du radical, auquel on ajoute le mot *hydro*, et que l'on termine comme précédemment par le mot *ique*. C'est ainsi que l'on dit acide *hydrochlorique*, ou *chlorhydrique*, pour désigner l'acide qui est formé par la combinaison du chlore et de l'hydrogène. — Par la même raison, on dit acide *hydriodique* ou *iodhydrique*, — *hydrobrômique*, ou *brômhydrique*, — *hydrosulfurique* ou *sulfhydrique*, etc. — Les noms des composés non acides de l'hydrogène et des corps simples sont formés par la réunion de ceux des deux éléments en nommant le premier celui qui est électro-résineux, et en faisant terminer celui-ci par le mot *ure*. C'est ainsi que l'on dit *carbure d'hydrogène*, *phosphure d'hydrogène*, pour désigner les combinaisons de l'hydrogène avec le carbone et le phosphore. Autrefois on nommait ces corps *hydrures*, lorsqu'ils étaient solides (*hydrure de soufre*); tandis que le nom de ceux qui sont gazeux était formé par la réunion des deux composants, en plaçant le mot hydrogène le premier : c'est ainsi que l'on disait *hydrogène carboné*, *phosphoré*, *arsenié*, etc. Mais M. Berzélius a réformé cette nomenclature, et l'a soumise aux règles générales de la nomenclature des composés binaires qui ne sont ni des oxydes, ni des acides, ni des alliages.

Ces composés binaires reçoivent des noms formés par la réunion de ceux des composants; on termine le premier en *ure* quand un métalloïde ou un métal électro-résineux se combine avec un métal électro-vitré, en appliquant le mot *ure* au premier (exemple : *sulfure de potassium*, *carbure de fer*, *chlorure de zinc*, *arséniure de potassium*), et en *ide*, lorsque l'élément électro-vitré du composé est un métalloïde ou un métal électro-résineux ; on dit, par exemple, *chloride de phosphore*, *sulfide de carbone*; ici, comme pour les noms en *ure*, la terminaison *ide* doit être appliquée à l'élément le plus *électro-résineux*. Or, dans la combinaison du chlore et du phosphore (*chloride de phosphore*), le premier est plus électro-résineux que le second; il en est de même du soufre par rapport au carbone (*sulfide de carbone*). C'est ici le lieu de faire connaître, d'après M. Berzélius, l'ordre suivant lequel on peut ranger les corps simples, relativement à l'état d'électricité dans lequel ils se constituent les uns par rapport aux autres quand ils entrent en combinaison. Voici cet ordre :

1	Oxygène.	28	Palladium.
2	Soufre.	29	Mercure.
3	Azote.	30	Argent.
4	Phtore.	31	Cuivre.
5	Chlore.	32	Urane.
6	Brôme.	33	Bismuth.
7	Iode.	34	Étain.
8	Sélénium.	35	Plomb.
9	Phosphore.	36	Cadmium.
10	Arsenic.	37	Cobalt.
11	Chrôme.	38	Nickel.
12	Molybdène.	39	Fer.
13	Vanadium.	40	Zinc.
14	Tungstène.	41	Manganèse.
15	Bore.	42	Cérium.
16	Carbone.	43	Thorinium.
17	Antimoine.	44	Zirconium.
18	Tellure.	45	Aluminium.
19	Tantale.	46	Yttrium.
20	Titane.	47	Glucinium.
21	Silicium.	48	Magnesium.
22	Hydrogène.	49	Calcium.
23	Or.	50	Strontium.
24	Osmium.	51	Baryum.
25	Iridium.	52	Lithium.
26	Platine.	53	Sodium.
27	Rhodium.	54	Potassium.

— Le second de ces corps, le soufre, est électro-vitré par rapport au premier, et électro-résineux relativement au troisième; ou, d'une manière plus générale, un corps quelconque pris dans cette série est électro-vitré avec ceux qui le précèdent, et électro-résineux avec ceux qui le suivent. L'or commence la série des métaux électro-vitrés; les vingt-deux corps qui le précèdent sont ou des métalloïdes, ou des métaux électro-résineux.

Lorsque les corps simples s'unissent en plusieurs proportions, on peut faire précéder le nom de l'élément électro-résineux des mots *proto*, *bi*, *sesqui*, *deuto*, *trito*, et dire, par exemple, *protochlorure*, *bichlorure*, *protosulfide*, *bisulfide*; on peut aussi faire comme M. Berzélius, c'est-à-dire laisser le nom de

l'élément électro-résineux invariable, avec sa terminaison en *eux* ou en *ide*, bien entendu, et terminer celui de l'élément électro-vitré en *ique* et en *eux*. C'est ainsi que l'on dit *chlorure mercurique* et *chlorure mercureux* pour désigner les deux composés que le chlore peut former avec le mercure, la terminaison *ique* étant appliquée à la combinaison qui contient la plus forte proportion de chlore.

Lorsque deux métaux électro-vitrés s'unissent ensemble, on donne au composé formé en vertu d'affinité faible le nom d'*alliage ;* il prend celui d'*amalgame* lorsque le mercure en fait partie. On dit, par exemple, *alliage de fer et d'etain*, *alliage de cuivre et d'or*, *amalgame d'or*, etc.

Les acides oxygénés et les oxydes s'unissent ensemble pour former des *sels*, qui prennent le nom générique d'*oxysels*. Ils reçoivent des noms particuliers qui rappellent leur composition. Celui de l'acide précède; s'il se termine en *ique*, on change cette terminaison en *ate*; on la change au contraire en *ite* si l'acide se terminait en *eux*. Ainsi les sels formés par la combinaison d'une base quelconque avec les acides sulfurique, sulfureux et hyposulfureux, prennent les noms de *sulfate*, *sulfite* et *hyposulfite*. On dit, par exemple, *sulfate de protoxyde* ou de *bioxyde de mercure*, ou mieux *protosulfate* ou *bisulfate de mercure*, ou bien, suivant M. Berzélius, *sulfate mercureux* et *mercurique*, pour désigner les deux sels qui sont formés par la combinaison de l'acide sulfurique avec le *protoxyde* et le *bioxyde de mercure*. — Si les sels sont avec excès d'acide, on les appelle *sur-sels*; on donne au contraire le nom de *sous-sels* ou de *sels basiques* à ceux qui sont avec excès de base ; dans le premier cas, suivant qu'ils contiennent une fois et demie, deux fois ou quatre fois autant d'acide que les sels neutres, on les désigne sous les noms de *sesqui*, *bi*, ou de *quadrisels*, et l'on dit, par exemple, *bisulfate* de potasse, et *quadroxalate* de potasse ; on suit la même règle pour les sous-sels, en mettant les mots *bi*, *sesqui*, etc. en avant du nom de l'oxyde. La nomenclature des sels formés par les hydracides est soumise aux mêmes lois que celle des précédents ; on dit, par exemple, *chlorhydrate*, ou *hydrochlorate d'ammoniaque*.

Quant aux corps composés que l'on retire des substances organiques, on leur donne, soit des noms *insignifiants*, soit des dénominations qui rappellent les substances qui les fournissent; c'est ainsi que l'on dit, acide tartrique, citrique, malique, pour désigner les acides qui existent naturellement dans le tartre, le citron et la pomme.

§ VI. Loi des proportions multiples.

Dans les combinaisons qui ont lieu en vertu d'une affinité faible, les corps peuvent s'unir en proportions variables, mais alors les propriétés du composé sont peu différentes de celles des composants; c'est ce qu'on observe dans les solutions de sel de cuisine et de sucre dans l'eau. On dit alors que les combinaisons de ces corps sont *indéfinies*. — Mais *lorsque les éléments ont beaucoup d'affinité l'un pour l'autre, ils ne peuvent se combiner qu'en un petit nombre de proportions dont les rapports sont toujours simples ;* dans ce cas, ils forment des combinaisons *définies*. Pour le démontrer, nous ne pouvons mieux faire que de considérer d'abord les phénomènes que nous offrent les substances gazeuses. M. Gay-Lussac a prouvé que ces substances se combinent en volumes dans des rapports simples, et que, *lorsque, par suite de la combinaison, le volume de ces corps est contracté, leur contraction est aussi en rapport simple avec les volumes des gaz, ou plutôt avec celui de l'un d'eux*. Par exemple :

	S'unissent avec :	Et forment :
100 vol. de gaz oxygène. .	200 de gaz hydrogène. .	de l'eau.
100 — de gaz azote. . . .	300 Id.	200 de gaz ammoniac.
100 — de chlore.	100 Id.	200 de gaz chlorhydrique.
50 — de gaz oxygène. .	100 d'azote.	100 de protoxyde d'azote.
100 — Id.	100 Id.	200 de bioxyde.
150 — Id.	100 Id.	de l'acide hypoazoteux.
200 — Id.	100 Id.	de l'acide azoteux.
250 — Id.	100 Id.	de l'acide azotique.

Par conséquent, si l'on admet que deux gaz, que nous appellerons A et B, s'unissent en plusieurs proportions, et que la quantité du premier soit constante, il pourra se faire que les quantités du second soient telles que la plus petite soit contenue un certain nombre entier de fois en volume ou en poids dans les autres. Les cinq combinaisons d'azote et d'oxygène peuvent servir d'exemple. — Or, comme on peut gazéifier plusieurs liquides et plusieurs solides, il est tout naturel de penser que ces lois de composition s'appliquent aussi à ces deux classes de corps; c'est en effet ce que l'expérience tend à démontrer. Ainsi le cuivre forme trois combinaisons avec l'oxygène : un protoxyde, un bioxyde et un quadroxyde de cuivre. La quantité en poids du métal étant représentée par 100 dans chaque combinaison, celle de l'oxygène le sera par 12,63 pour le protoxyde, 25,27 pour le bioxyde, et 50,55 pour le quadroxyde. — De même l'oxygène, en s'unissant au soufre, forme plusieurs acides : en représentant par 201,16 la quantité du soufre dans chacun d'eux, celle de l'oxygène équivaudra à 100 pour l'acide hyposulfureux, 200 pour l'acide sulfureux, 300 pour l'acide sulfurique. Je pourrais multiplier ces exemples.

Des faits qui précèdent découle naturellement une loi que M. Berzélius a démontrée par des expériences multipliées, et que l'on peut énoncer ainsi : *Lorsque deux corps sont susceptibles de s'unir en diverses proportions, ces proportions sont constamment le produit de la multiplication par* 1, 2, 3, 4, *etc., de la quantité d'un des corps; la quantité de l'autre corps restant toujours la même.*

La loi qui vient d'être énoncée s'applique aux combinaisons des *corps élémentaires*, comme aux combinaisons des *corps composés*. Mais indépendamment de cette loi, ces derniers, lorsqu'ils se combinent, nous offrent entre quelques-uns de leurs principes des rapports remarquables, dont la découverte importante est due à M. Berzélius. Voici comment cette nouvelle loi peut être formulée : *Deux atomes binaires auxquels l'élément électro-négatif est commun se combinent toujours dans des proportions telles, que le nombre des atomes de l'élément électro-négatif de l'un est en rapport simple avec le nombre des atomes de l'élément électro-négatif de l'autre.*

Ainsi les oxysels sont formés d'un acide et d'un oxyde; dans l'un et dans l'autre de ces deux composés, il y a de l'oxygène, qui est un élément électro-résineux : donc l'élement électro-résineux est *commun* à chacun des corps composés qui par leur combinaison forment les oxysels. Eh bien, on remarque constamment que le chiffre qui représente la quantité d'oxygène de l'un des composants est un multiple par un nombre entier du nombre qui représente la quantité d'oxygène de l'autre composant. Par exemple, les azotates neutres sont formés de telle façon qu'une quantité d'acide azotique contenant 500 d'oxygène s'unit à une quantité d'oxyde métallique contenant 100 du même élément : donc dans les azotates neutres la quantité d'oxygène de l'acide est à celle de l'oxyde comme 5 est à 1. Dans les sulfates neutres, ce rapport est de 3 à 1; dans les carbonates il est de 2 à 1, etc.

§ VII. Des nombres proportionnels.

La loi des nombres proportionnels ou des *équivalents chimiques* a pour but de chercher à exprimer par des nombres les rapports des principes constituants des corps composés. Un exemple fera mieux comprendre cette définition; je suppose que l'expérience fasse connaître 1° qu'un métal A exige, pour passer à l'état d'oxyde au premier degré, une quantité d'oxygène égale à 100; 2° et que pour séparer ces 100 d'oxygène et transformer ce métal en sulfure correspondant, il faille justement 201 de soufre, on en conclura que 201 de soufre *équivalent* exactement aux 100 d'oxygène. Le *nombre proportionnel* de l'oxygène étant représenté par 100, celui du soufre le sera donc par 201.

Il devient facile de connaître et de retenir les nombres proportionnels, en prenant pour les former un poids de corps simple tel, qu'il exige 100 parties d'oxygène pour passer au premier degré d'oxydation. Exemple : 100 parties en poids d'oxygène se combinent avec 791 de cuivre pour former le protoxyde de ce métal; avec 735 d'étain, 339 de fer, 2531 de mercure, etc., pour former également les protoxydes de ces métaux. Par conséquent, les chiffres ci-dessus sont les nombres proportionnels de ces corps.

La méthode qui vient d'être indiquée a été employée pour arriver à la connais-

sance des *équivalents* de tous les corps simples, à l'exception de quelques corps qui sont : le bore, le chlore, le brôme, l'iode, le phosphore, le sélénium, le silicium, l'antimoine, l'arsenic, le chrôme, le colombium, le titane et le tungstène. Pour chacun de ces éléments, on a tiré le nombre qui doit le représenter d'un poids de son acide oxygéné capable de neutraliser une quantité de base contenant 100 d'oxygène. Par exemple, 390,89 de protoxyde de sodium contenant 100 d'oxygène, exigent 871,96 d'acide borique pour leur saturation complète, mais cette quantité d'acide borique est formée de 600 parties d'oxygène et de 271,96 de bore : donc le chiffre 271,96 représente l'équivalent chimique du bore. — De même, 589,92 de protoxyde de potassium, contenant également 100 d'oxygène, sont saturés par 446,15 d'acide phosphorique; mais ce dernier est formé de 250 parties d'oxygène et de 196,50 de phosphore; donc le nombre 196,50 représente l'équivalent du phosphore.

§ VIII. Théorie atomique.

J'ai déjà démontré que deux corps élémentaires ne se combinent tout au plus qu'en trois ou quatre quantités différentes, et que ces quantités sont en rapport simple; disons maintenant qu'en général le nombre des atomes qui s'unissent pour former un corps composé est limité à deux, trois, quatre et rarement cinq; que les atomes composés de deux éléments sont appelés *binaires*; que l'on nomme *ternaires*, *quaternaires*, etc., ceux qui sont composés de 3, 4, etc., atomes constituants, et que les uns et les autres sont tout aussi invisibles au microscope que les atomes élémentaires. — Il s'agit actuellement de chercher à déterminer le nombre des atomes constituants des corps composés, et le *poids* (1) de chacun d'eux. Mais pour arriver à la solution de ce problème, il faut d'abord connaître le poids des atomes *simples* : il y a plusieurs moyens d'arriver à cette connaissance.

1° *Poids des atomes des corps simples gazeux.* Quand on chauffe des gaz de nature différente, ils se comportent tous de la même manière et se dilatent exactement d'une même quantité. La connaissance de ce fait doit conduire à admettre qu'*à volume égal les gaz contiennent le même nombre d'atomes, et que ceux-ci sont à égale distance les uns des autres.* Partant de ce principe, si un volume quelconque d'un gaz pèse 1 et qu'un volume égal d'un autre gaz pèse 2, on pourra représenter par ces chiffres le poids relatif de leurs atomes. — Les chimistes sont convenus de représenter par 100 le poids de l'atome d'oxygène et de rapporter à ce chiffre les poids atomiques de tous les autres corps. Ainsi un volume d'oxygène pesant 100,00, un volume égal d'hydrogène à la même température et sous la même pression pèse 006,23. — On peut généraliser cette règle en disant que *les poids des atomes sont proportionnels aux densités.* Ainsi, pour continuer l'exemple précédent, l'expérience a prouvé que la densité de l'oxygène doit être représentée par 1,1026, et celle de l'hydrogène par 0,0688 : avec ces données, on peut, par une simple règle de proportion, arriver à la connaissance du poids atomique de l'hydrogène; il suffit pour cela de dire : 1,1026, densité de l'oxygène, est à 100, poids de l'atome du même corps, comme 0,0688, densité de l'hydrogène, est à x. La valeur de x serait la suivante :

$$x = \frac{0,0688 \times 100}{1,1026} \text{ c'est-à-dire } 6,23.$$

La méthode précédente peut être employée pour les corps dont on a pris le poids à l'état de vapeur. Toutefois la loi sur laquelle elle repose ne doit pas être admise sans restriction : les travaux récents de MM. Dumas et Mitscherlich démontrant que la vapeur de certains corps solides ne contient pas à volume égal un même nombre d'atomes que les gaz. Ainsi, les auteurs que je viens de citer ont démontré, 1° que le *soufre gazeux*, dont la densité est de 6,654, contient *trois fois plus* d'atomes qu'un volume égal d'oxygène; 2° que le *phosphore gazeux*, dont la densité est de 4,325, en renferme deux fois plus; 3° que l'*arsenic gazeux* (d. 10,367) en contient aussi *deux fois plus*; 4° enfin que le *mercure gazeux*

(1) Est-il nécessaire de dire que ce *poids* est tout-à-fait conventionnel, et qu'il doit s'entendre, non pas de la *pesanteur* absolue des atomes, mais bien d'une pesanteur relative à un point de départ, à un *étalon* auquel on est convenu d'assigner un chiffre qui pourrait être quelconque, et qui sert à comparer les autres?

(d. 6,978) en renferme *moitié moins*. (*Annales de chimie et de physique*, janvier 1834.)

2° *Poids des atomes des corps simples qui peuvent donner des combinaisons gazeuses*. Il n'y a que le soufre, le sélénium, le brôme, le phosphore, le carbone et l'arsenic qui soient dans ce cas : tous ces corps forment des composés gazeux en se combinant avec l'hydrogène. Pour comprendre la méthode à l'aide de laquelle on parvient à reconnaître le poids des atomes ou éléments dont nous parlons, rappelons-nous qu'en exposant la *Loi des proportions multiples* (§ VI) il a été prouvé que les gaz se combinent entre eux dans des rapports fort simples. En partant de ce fait, n'est-il pas raisonnable de supposer que les combinaisons gazeuses que les corps solides ou liquides peuvent former avec les gaz, sont soumises aux mêmes lois que celles des gaz entre eux? En considérant cette hypothèse comme admise, il y a encore un élément de la question à résoudre : c'est de savoir combien il y a de volumes d'hydrogène et du corps avec lequel il s'unit pour former la combinaison gazeuse sur laquelle les recherches se dirigent. Pour cela, et jusqu'aux travaux de MM. Dumas et Mitscherlich, on s'est servi de l'*analogie*. « Ainsi, disait-on, le soufre et l'oxygène ont beaucoup d'analogie entre eux par certains caractères chimiques, par la nature et les propriétés de certains de leurs composés, etc. ; donc, puisqu'un volume d'oxygène absorbe deux volumes d'hydrogène pour former de l'eau, un volume de vapeur de soufre doit également exiger deux volumes d'hydrogène pour former du gaz acide sulfhydrique. — Le phosphore et l'arsenic ont de l'analogie avec l'azote : or, puisqu'un volume de celui-ci absorbe trois volumes d'hydrogène pour former deux volumes de gaz ammoniaque, un volume de vapeur de phosphore ou d'arsenic doit aussi absorber trois volumes d'hydrogène pour former deux volumes de gaz phosphidhydrique et autant de gaz arsenhydrique. » Maintenant il n'est plus permis de raisonner comme cela ; mais les travaux de MM. Dumas et Mitscherlich nous ayant fait connaître le nombre d'atomes que plusieurs corps solides fournissent à leurs combinaisons gazeuses, il nous est permis de rechercher par le calcul le poids atomique de ces corps. Voici comment on procède à cette recherche pour l'*arsenic* : la densité du gaz arsenhydrique est de 2,695 ; celle de l'hydrogène est de 0,0688. Puisque l'expérience a prouvé qu'un volume de vapeur d'arsenic se combine avec six volumes d'hydrogène pour former quatre volumes de gaz, il en résulte qu'*un* volume du même corps gazeux contient un *quart de volume* d'arsenic et *un volume et demi* d'hydrogène. En retranchant de 2,695 le poids qui représente la densité d'un volume et demi d'hydrogène, c'est-à-dire $0,0688+0,0344=0,1032$, il reste 2,5918 pour la densité d'un *quart de volume* de vapeur d'arsenic ; quadruplant ce chiffre, on obtient 10,3672 pour la densité d'*un volume* de la même vapeur. Cette première opération terminée, il faut opérer comme pour les corps gazeux et établir la proportion suivante : 1,1026, densité de l'oxygène, est à 10,3672, densité de la vapeur d'arsenic, comme 100, poids de l'atome d'oxygène, est à x, poids inconnu de l'arsenic.

$$x=\frac{10,3672\times 100}{1,1026}, \text{ c'est-à-dire } 920,24.$$

Mais nous savons d'une autre part qu'à volume égal la vapeur d'arsenic contient *deux fois* autant d'atomes que l'oxygène : donc il faut diviser par 2 le chiffre 920,24, valeur de x, et établir la règle suivante :

$$\frac{920,24}{2}=470,12.$$

Le poids de l'atome de l'arsenic doit donc être représenté par 470,12. — On parvient à connaître celui du soufre et du phosphore par les mêmes moyens.

3° *Poids des atomes des autres corps simples*. On peut arriver à la connaissance de ce poids à l'aide de plusieurs moyens. Le plus simple de tous repose sur une découverte fort importante faite par MM. Dulong et Petit en 1819, à la suite de leurs recherches sur la *capacité* de ces corps pour le calorique. Ces physiciens ont reconnu qu'en multipliant le chiffre qui représente la *capacité* des corps pour le calorique (l'eau étant prise pour unité) par le poids de l'atome de ces corps déjà connu par d'autres méthodes, on obtenait un *produit* qui était à peu près le même pour chaque corps, et qui ne différait guère de 37,50. Partant de ce fait, on peut, pour arriver à la connaissance du poids atomique d'un corps, diviser le chiffre 37,50, par celui qui représente la capacité calorique de ce corps, et cette simple règle donne le

résultat désiré. Si l'on veut appliquer cette règle à l'argent, il faut diviser 37,50 par 0,0557 qui représente sa capacité pour le calorique, et l'on obtient au quotient 675 pour poids atomique de ce métal. — Veut-on connaître celui du zinc? on divise encore 37,50 par 0,0927 qui exprime la capacité de ce métal pour le calorique, et l'on obtient 403 pour poids de son atome.

Un autre moyen repose sur l'*isomorphisme*. M. Mitscherlich a démontré qu'il existe beaucoup de corps qui, en se combinant avec un autre, produisent des composés de *forme semblable* : ainsi dans l'alun, qui est un sel double formé par l'union en proportions définies du sulfate d'alumine et du sulfate de potasse, l'alumine peut être remplacée par les sesquioxydes de fer, de manganèse, de chrôme, etc., sans que la forme octaédrique des cristaux du sel soit modifiée. Pour expliquer ces résultats fort remarquables la plus simple hypothèse est d'admettre que tous les corps *isomorphes*, ou de même forme, contiennent le même nombre d'atomes élémentaires : ce principe établi et le poids atomique d'un corps étant connu, il sera facile d'arriver par des calculs fort simples à la connaissance de celui des corps qui sont isomorphes avec lui. — Sont isomorphes : 1° l'oxygène, le soufre et le sélénium; 2° le phtore, le chlore, le brôme et l'iode ; 3° le phosphore et l'arsenic ; 4° les protoxydes de plomb, de manganèse, de barium, de strontium, de calcium, de magnésium ; 5° les oxydes d'iridium, d'osmium et de palladium ; 6° l'oxyde d'yttrium et le protoxyde de cérium ; 7° les sesquioxydes d'aluminium, de silicium, de fer, de manganèse, de chrôme et d'urane.

4° *Poids des atomes composés*. Maintenant rien n'est plus simple à trouver ; il suffit pour cela de connaître le nombre des atomes des corps composant et de faire l'addition de leur poids. Ainsi un atome de protoxyde de potassium pèse 589,91 et est formé d'un atome d'oxygène 100, et d'un atome de potassium 489,91. — Un atome d'acide azotique pèse 677,02 et est composé de deux atomes d'azote $88{,}51 \times 2 = 177{,}02$, et de cinq atomes d'oxygène $100 \times 5 = 500$. — Un atome d'azotate neutre de potasse pèse 1266,93 et est formé par l'union d'un atome d'acide azotique 677,02, et d'un atome de potasse 589,91, etc.

C'est ici le lieu d'exposer les *signes algébriques* dont on se sert pour exprimer le nombre et la nature des atomes dans toutes les combinaisons chimiques, et énoncer chacune de celles-ci par une formule très-simple. C'est à M. Berzélius que nous sommes redevables de ces signes dont la simplicité et la commodité sont universellement connues. Les métalloïdes ne sont jamais désignés que par l'initiale de leur nom latin : l'azote, le brôme, le chlore, le phosphore, le sélénium et le silicium sont désignés par les deux premières lettres de leur nom. On suit la même règle pour les métaux ; mais quand un de ces corps a la même initiale qu'un métalloïde ou qu'un autre métal, on le désigne par les deux premières lettres de son nom, et si ces deux lettres sont communes à deux métaux différents, c'est la première consonne différente que l'on ajoute à l'initiale. Au reste, j'ai placé tous les signes adoptés dans le tableau suivant, que j'ai emprunté à l'ouvrage de M. Orfila. A l'exemple de l'auteur que je viens de citer, j'ai placé à la suite du nom de chaque élément, le poids de son atome et celui de son équivalent chimique.

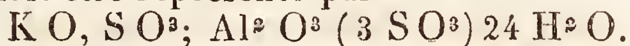
TABLEAU *des corps simples avec les signes qui les représentent, le poids de leurs atomes et de leurs proportions.*

SIGNES.	NOMS.	POIDS des atomes.	POIDS des proportions.
Az	Azote	88.518	177.360
B	Bore	67.900	271.960
Br	Brôme	489.153	978.306
C	Carbone	38. 22	76. 44
Ch	Chlore	221.325	442.650
F	Fluor	116.900	» »
H	Hydrogène	6.239	12.479
I	Iode	789.750	1579.500
O	Oxygène	100.	100.000
Ph	Phosphore	196.150	196.150
S	Soufre	201.160	201.160
Se	Sélénium	494.581	494.581
Si	Silicium	138.656	277.470
Al	Aluminium	171.166	114.140
Sb	Antimoine	806.452	1619.900
Ag	Argent	675.803	1350.000
Ars	Arsenic	470.120	470.120
Ba	Barium	856.880	856.880
Bi	Bismuth	1330.377	886.900
Cd	Cadmium	696.767	696.767
Ca	Calcium	256.019	256.019
Ce	Cerium	574.720	574.720
Cr	Chrôme	351.820	351.820
Co	Cobalt	369.000	369.000
Cu	Cuivre	395.695	791.390
Sn	Etain	735.294	735.294
Fe	Fer	339.210	339.210
G	Glucinium	331.261	220.980
Ir	Iridium	1233.499	1233.499
L	Lithium	127.810	127.810
Mg	Magnesium	158.360	158.360
Ma	Manganèse	345.900	345.900
Hg	Mercure	1265.823	2531.600
Mo	Molybdène	598.520	598.520
N	Nickel	369.675	369.675
Au	Or	1243.003	2486.006
Os	Osmium	1244.481	1244.481
Pa	Palladium	665.900	665.900
Pt	Platine	1233.499	1233.499
Pb	Plomb	1294.500	1294.500
K	Potassium	489.916	489.916
R	Rhodium	651.387	1302.800
Na	Sodium	290.897	290.897
St	Strontium	547.285	547.285
Ta	Tantale ou Columbium	1153.715	1153.715
Te	Tellure	802.121	802.121
Th	Thorinium	744.900	» »
Ti	Titane	303.662	303.662
Tu	Tungstène	1183.200	1183.200
U	Urane	2711.358	2711.358
V	Vanadium	855.840	855.840
Y	Yttrium	402.514	402.514
Zn	Zinc	403.226	403.226
Zr	Zirconium	420.220	420.220

On doit remarquer que dans le tableau qui précède plusieurs signes ne sont pas formés par les initiales des corps qu'ils doivent représenter ; ainsi Sb qui sert à désigner l'antimoine, est formé de *stibium*, mot latin qui signifie antimoine. Sn vient de *stannum*, étain ; Hg vient du mot *hydrargirum*, mercure ; Au est formé par les initiales d'*aurum*, or ; K est tiré de *kalium*, synonyme de potassium ; Na vient de *natrium*, synonyme de sodium.

Ces signes dégagés de tout autre n'indiquent jamais qu'un atome de l'élément qu'ils représentent. Quand on veut exprimer une combinaison binaire, on écrit l'un à côté de l'autre les signes qui les désignent ainsi Cu. S. signifie sulfure de cuivre. — Hg. O. représente le protoxyde de mercure formé d'un atome de métal et d'un atome d'oxygène. — Quand un des corps entre pour plusieurs atomes dans la combinaison, on désigne ce nombre d'atomes par un *exposant* algébrique que l'on place à la droite et à la partie supérieure de la lettre de ce corps. Cet exposant n'a de rapport qu'avec la lettre qui le précède immédiatement. Ainsi la composition de l'eau est représentée par H^2O ; H^2 exprimant deux atomes d'hydrogène et O un atome d'oxygène. Lorsqu'on fait précéder un signe d'un *coefficient*, c'est-à-dire d'un chiffre placé sur la même ligne que le signe lui-même, ce chiffre multiplie tous les signes devant lesquels il est posé ; ainsi $3H^2O$ signifient 3 atomes d'eau formés de 6 atomes d'hydrogène et 3 atomes d'oxygène.

Les sels sont représentés par les lettres de leurs corps composants, en mettant celles de la base en avant, et en les séparant de celles de l'acide par une virgule. Na O, Az^5 représente l'azotate de soude formé d'un atome de base et d'un atome d'acide, la base étant composée d'un atome de sodium et d'un atome d'oxygène, l'acide étant formé d'un atome d'azote et de cinq atomes d'oxygène. S'il est question d'un sel double, on écrit les deux sels l'un à la suite de l'autre, d'après les règles ci-dessus, et on les sépare par un point et une virgule. Ainsi l'alun qui est un sel double formé d'un atome de sulfate de potasse, et d'un atome de sulfate acide d'alumine, est représenté par $K\,O, S\,O^3$; $Al^2\,O^3, 3\,S\,O^3$. On voit dans ce signe l'exemple d'un coefficient relatif à l'acide sulfurique du sulfate d'alumine. — Lorsque les formules sont plus longues encore, et qu'à la suite d'un signe pourvu d'un coefficient, se trouvent d'autres signes qui sont étrangers à celui-ci, on le renferme entre deux parenthèses. Par conséquent, l'alun cristallisé qui contient 24 atomes d'eau doit être représenté par



$K\,O, S\,O^3$; $Al^2\,O^3\,(3\,S\,O^3)\,24\,H^2\,O$.

Il est à remarquer que dans les formules précédentes, les corps électro-positifs sont écrits les premiers, ce qui est l'inverse de la nomenclature ordinaire.

Lorsque les acides et les alcalis végétaux s'unissent pour former des sels, on les exprime par leurs lettres initiales, en mettant une barre au-dessus des acides, et le signe + au-dessus des alcalis ; ainsi, au lieu d'écrire acétate de morphine, on mettra $\bar{A}\ \overset{+}{M}$.

Toutes ces formules permettent de se rendre compte facilement et brièvement du résultat des réactions chimiques. Ainsi, quand on verse de l'acide sulfurique dans de l'eau qui contient de la grenaille de zinc, il se dégage de l'hydrogène et il se forme du sulfate de zinc; cette réaction peut être exprimée par la formule suivante : $S\,O^3 + Zn + H^2\,O = Zn\,O, S\,O^3 + 2\,H$; c'est-à-dire qu'un atome d'acide sulfurique plus un atome de zinc plus un atome d'eau produisent ou égalent un atome de sulfate de zinc et deux atomes d'hydrogène. Je me servirai très-fréquemment de ces formules dans le cours de cet ouvrage.

LIVRE II.

Histoire des métalloïdes et des combinaisons qu'ils peuvent former entre eux.

Avant de commencer l'étude des métalloïdes, je crois devoir faire l'histoire de deux corps très-répandus dans la nature : l'air et l'eau ; la connaissance de la composition et des propriétés de ces deux grands agens servira puissamment à l'intelligence d'une foule de phénomènes et de réactions chimiques. Cette marche, qui était suivie autrefois par M. Dulong dans les leçons qu'il faisait à l'école d'Alfort, et qui est encore suivie à la même école par mon honorable maître M. le professeur Lassaigne, me semble plus à la portée de ceux qui commencent l'étude de la chimie.

CHAPITRE Ier.

Histoire de l'air et de l'eau.

§ Ier. Air atmosphérique.

L'air est un fluide qui entoure notre globe, autour duquel il paraît former une couche de douze à quinze lieues. Il est transparent, invisible, inodore, insipide. Sa *pesanteur*, soupçonnée par quelques anciens philosophes, puis généralement niée, a été découverte par Galilée en 1640, et mise hors de doute par Toricelli et Pascal. Galilée fit cette découverte en pesant successivement le même vase plein d'air non comprimé, et plein d'air comprimé ; le poids du vase étant moindre dans le premier cas que dans le second, il en conclut que l'air était pesant. Tous les jours on répète dans les leçons de physique l'expérience de Galilée un peu modifiée ; on pèse successivement avec une balance bien sensible un ballon de verre, muni d'un robinet, et dans lequel on a fait le vide. Lorsque l'équilibre est bien établi, il est facile de faire pencher la balance du côté du ballon, en ouvrant le robinet de celui-ci et laissant rentrer l'air du dehors. L'ascension des liquides dans les pompes que l'on *expliquait* autrefois en disant que la nature avait horreur du vide, est occasionnée par la pression que l'atmosphère exerce à la surface du globe, pression que l'on peut mesurer, depuis Toricelli, à l'aide de l'ingénieux instrument connu de tout le monde sous le nom de *baromètre*.— L'air est *très-compressible*. Il se resserre et diminue de volume lorsqu'on le comprime, et cette diminution est d'autant plus grande que la compression est elle-même plus forte. La *loi de Mariotte* est devenue la loi de la compressibilité de l'air et des autres fluides élastiques ; on l'exprime en disant que *le volume de l'air et des gaz est en raison inverse des pressions*.

Propriétés chimiques de l'air. L'air sec est un mauvais conducteur de l'électricité ; aussi ce fluide le traverse-t-il toujours sous forme d'étincelles. — Il est nécessaire à la vie des animaux ; c'est une vérité que tout le monde connaît et qui n'a pas besoin d'être démontrée. — Il n'éprouve aucune altération par la chaleur et par le froid. Tous les corps simples, à l'exception de onze, s'altèrent à une température qui est variable pour chacun d'eux et absorbent un de ses éléments (l'oxygène) en laissant son deuxième élément (l'azote) à l'état de liberté. Les onze corps simples qui sont sans action sur l'air sont : le chlore, le brôme, l'iode, le fluor, l'azote, l'argent, l'or, le platine, le rhodium, le palladium et l'iridium.

Composition de l'air. L'air est formé par le mélange de 21 parties d'oxygène, de 79 d'azote, de quelques traces d'acide carbonique et de vapeur d'eau. Cherchons d'abord à démontrer la présence de chacun de ces corps.

Tout le monde sait que l'air contient de l'eau en vapeur ; dans une foule de circonstances vulgaires on voit ce liquide se vaporiser et se dissiper dans l'atmosphère. Lorsque l'eau est en ébullition et qu'elle diminue dans les vases, lorsque les bassins et les lacs se tarissent, etc., c'est que l'eau s'est réduite en vapeur et s'est mêlée à l'air en devenant invisible comme lui. C'est cette vapeur qui forme les nuages ; c'est elle qui se condense pour donner naissance à la pluie, à la neige, à la rosée, etc. — Dans les cours de chimie on a l'habitude de démontrer la présence de la vapeur d'eau dans l'air, soit en abandonnant à l'air libre une substance hygrométrique très-avide d'humidité, par exemple du chlorure de calcium qui ne tarde pas à s'humecter et à se résoudre en liquide, soit en faisant un mélange réfrigérant dans un bocal dont la surface extérieure ne tarde pas à condenser la vapeur qui la touche et à se recouvrir de petits cristaux d'eau solidifiée. On réalise facilement cette curieuse expérience en faisant un mélange d'une livre de glace pilée et d'une demi-livre de sel marin pulvérisé.

Il est tout aussi facile de démontrer la présence de l'acide carbonique, bien que ce gaz ne forme dans l'air qu'une petite fraction qui peut s'élever à $\frac{1}{2000}$ de la masse totale ; il suffit pour cela d'abandonner à l'air de l'eau de chaux, placée dans une petite soucoupe à large ouverture. Cet oxyde métallique a beaucoup d'affinité pour l'acide carbonique, absorbe celui de l'air, s'y combine et donne naissance à un sel insoluble, qui forme à la surface du liquide une croûte solide qui tombe au fond quand on la brise. Si l'expérience est faite avec plusieurs litres d'eau de chaux, il est possible de recueillir au bout de 24 heures un dépôt assez considérable pour fournir, par des moyens que j'indiquerai plus tard, une

quantité notable d'acide carbonique en nature. Or, l'acide carbonique, qui se trouve absorbé et combiné à l'oxyde métallique, ne provient ni du vase, ni du liquide que celui-ci contient, puisqu'ils n'en contiennent pas; donc il provient de l'air.

Il y a bien des manières de prouver que l'air est essentiellement formé de deux corps gazeux : l'oxygène et l'azote; mais la plus simple consiste à faire chauffer ce fluide avec du mercure dans un appareil propre à recueillir les gaz : nous devons cette remarquable expérience à Lavoisier. L'appareil dont on se sert (fig. 19) se compose : 1° d'un matras placé sur une fourneau plein d'air et contenant environ 100 grammes de mercure; 2° d'une cloche qui plonge par sa partie inférieure dans la cuve hydrargiro-pneumatique, et qui contient du mercure jusqu'aux deux tiers de sa hauteur; l'air remplit l'espace vide qui est au-dessus de ce point; 3° d'un tube recourbé, soudé à la partie supérieure du col du matras, et s'engageant par son extrémité opposée sous la cloche, dans laquelle il s'élève jusqu'à la partie supérieure. En entretenant pendant plusieurs jours le mercure du matras à une température voisine de son point d'ébullition, on remarque qu'il se dépose à sa surface un grand nombre de pellicules rouges; en même temps on reconnaît que l'air diminue de volume. Cette diminution est occasionnée par la combinaison de l'oxygène avec le mercure du matras; et c'est cette combinaison qui donne naissance aux parcelles rouges dont je viens de parler. L'opération étant terminée, on voit que l'air a diminué d'un peu plus d'un sixième, et qu'il est devenu tout-à-fait impropre à la respiration et à la combustion.—Cette expérience prouve déjà que l'air est formé de deux fluides, dont un ne peut être absorbé par le mercure, éteint les bougies enfermées que l'on y plonge et fait périr les petits animaux que l'on force à le respirer; tandis que l'autre peut être absorbé par le mercure, et donne à l'air la faculté d'entretenir la vie des animaux et la flamme des bougies. — On acquiert une nouvelle preuve de ce fait en recueillant les petites parcelles rouges qui se sont déposées sur le mercure, et les exposant à une chaleur presque incandescente dans une petite cornue de verre communiquant, à l'aide d'un tube, avec une cloche pleine d'eau et renversée; ces petites parcelles se transforment en mercure qui se condense dans le col de la cornue, et en un fluide élastique qui vient se rendre sous la cloche, et dont la quantité représente justement celle qui manque à l'air qui a servi à l'expérience. Si l'on en fait passer une petite quantité dans une éprouvette, on peut s'assurer que ce gaz jouit au plus haut degré du pouvoir d'activer la combustion; on peut encore le mélanger avec l'air impur qui forme le résidu de l'opération, et qui, par ce mélange, acquiert à l'instant toutes les propriétés qu'il avait perdues.

Maintenant que la nature des principes constituants de l'air est constatée, il faut chercher à reconnaître la proportion de chacun d'eux. Voyons d'abord pour l'acide carbonique.

Pour connaître la proportion de ce gaz, M. Théodore de Saussure emploie un ballon de verre de 35 à 40 litres de capacité, muni d'une douille en cuivre bien mastiquée et pourvue d'un robinet. Il fait le vide dans le ballon, le place dans le lieu de l'observation, puis laisse pénétrer l'air lentement, en ayant soin de noter l'état du baromètre, celui de l'hygromètre, la température ambiante, l'état du ciel et des vents. Il introduit ensuite dans le ballon 100 grammes d'eau de barite, contenant un gramme de barite, agite le vase pendant une heure, après quoi il verse la liqueur dans un verre, en ayant soin de laver à différentes reprises l'intérieur du ballon avec de l'eau saturée de carbonate de barite, et de réunir les eaux de lavage. Le dépôt qui se forme est recueilli, lavé et analysé. — C'est à l'aide de ce procédé dont j'ai omis à dessein la plupart des détails, que M. Th. de Saussure a reconnu 1° que dans une prairie située à Chambeisy, près de Genève, 10,000 parties d'air ont donné 4, 15 d'acide carbonique par une moyenne de 104 observations de jour et de nuit, et dans des saisons très-variées; les nombres extrêmes ont été 5, 74, et 3, 15; — 2° que la pluie, en traversant l'atmosphère, se charge d'acide carbonique, l'entraîne avec elle dans le sol, et diminue la quantité de celui qui se trouve habituellement dans l'air; — 3° qu'une gelée produit un effet opposé et augmente la proportion de l'acide carbonique de l'air; — 4° que la quantité moyenne de l'acide carbonique est plus forte en été qu'en hiver (comme 100 est à 77, d'après la moyenne d'une trentaine d'observations); — 5° que la quantité

d'acide carbonique est plus grande pendant le jour à la ville qu'à la campagne, et que l'inverse a lieu pour la nuit. Ces deux derniers résultats n'ont rien qui doive étonner ceux qui connaissent l'action que les plantes exercent sur l'acide carbonique sous l'influence de la lumière solaire.

La quantité de vapeur d'eau contenue dans l'air est très-variable et se trouve sous la dépendance de la température et de l'humidité des lieux qu'il parcourt; l'air est très-rarement saturé d'eau ; il ne se trouve guère dans cet état que pendant les temps de pluie et d'orage. L'hygromètre de Saussure fait connaître les points extrêmes d'humidité et indique que tel lieu est plus humide que tel autre ; mais il n'indique pas la quantité absolue de cette vapeur. On ne parvient à ce dernier résultat qu'à l'aide du calcul.

Quant à l'appréciation des quantités d'azote et d'oxygène, on a plusieurs moyens pour la faire. Un des plus simples et des plus précis consiste dans l'analyse *eudiométrique*. Ce moyen est fondé sur la propriété qu'a le gaz hydrogène de se combiner avec la moitié de son volume d'oxygène pour former de l'eau ; par conséquent, lorsqu'on a un mélange gazeux dans lequel se trouvent de l'oxygène et de l'hydrogène en proportions inconnues, on peut en connaître le rapport en en faisant passer une petite quantité dans l'eudiomètre, l'enflammant avec l'étincelle électrique, notant la contraction qui s'est produite, et la divisant par trois ; le quotient fera connaître au juste la quantité d'oxygène, si toutefois l'hydrogène était en excès, condition indispensable. — Ceci posé, voici comment on opère : on mesure exactement, avec un tube gradué, 100 parties d'air et 100 d'hydrogène que l'on introduit successivement dans l'eudiomètre à eau convenablement disposée sur la cuve hydropneumatique (voyez *Eudiomètre*), et l'on fait passer une étincelle électrique à travers ce mélange gazeux. Tout l'oxygène de l'air se combine avec une quantité convenable d'hydrogène pour former de l'eau, et il se produit dans l'instrument une diminution du gaz, que l'on peut apprécier avec exactitude, en faisant passer le mélange dans un tube gradué. On trouve alors que le résidu n'est formé que de 137 parties; donc il y a eu 63 parties de gaz qui sont entrées en combinaison : divisant ce chiffre 63 par 3, comme je l'ai indiqué plus haut, on obtient au quotient le chiffre 21 qui représente la totalité de l'oxygène contenu dans les 100 parties d'air. Les 137 parties qui restent doivent être formées des 58 parties d'hydrogène, reste des 100 parties qui ont été introduites dans le tube, et de 79 parties d'azote ; il est facile d'en avoir la preuve en faisant passer de nouvau ce résidu dans l'eudiomètre, y ajoutant 29 parties d'oxygène pur, et enflammant le mélange ; il se forme une nouvelle contraction, et il reste en dernier ressort 79 parties de gaz azote.

Le phosphore a une si grande affinité pour l'oxygène qu'il l'absorbe aussitôt qu'il se trouve exposé à son contact. On profite de cette circonstance pour se procurer un second moyen de faire l'analyse de l'air, et l'expérience peut se faire à froid ou à chaud. Dans le premier cas, on mesure 100 parties d'air dans un tube gradué placé sous l'eau, et on y introduit un bâton de phosphore ; il se produit aussitôt une espèce de fumée et une petite lueur visible seulement dans l'obscurité ; lorsqu'il n'y a plus ni fumée, ni lueur, l'expérience est terminée ; il ne reste plus qu'à retirer le phosphore et à mesurer le résidu, qui, de même que dans l'expérience, est formé de 79 parties d'azote. Le phosphore, en brûlant lentement à l'air, se combine à l'oxygène et forme un composé acide que nous connaîtrons plus tard sous le nom d'acide *hypophosphorique*. Cet acide ne tarderait pas à former autour du phosphore une espèce de vernis qui s'opposerait à la continuation de l'expérience, si celle-ci n'était pas faite sous l'eau, qui dissout l'acide hypophosphorique à mesure qu'il se produit. — Quand on veut opérer à chaud, on fait passer 100 parties d'air dans une cloche courbe, préalablement pleine de mercure, et placée sur la cuve *hydrargiro-pneumatique* ; on introduit jusqu'au fond de cette cloche un petit morceau de phosphore bien essuyé, et porté dans l'appareil avec une petite tige de fer, et on chauffe peu à peu avec une lampe à esprit de vin. Bientôt le phosphore fond et brûle en formant de l'acide *phosphorique* qui se condense en flocons blancs sur les parois du tube et la surface du mercure ; puis on laisse refroidir l'appareil, et on mesure le gaz azote qui reste, et qui, comme ci-dessus, forme les 0,79 du gaz mis en expérience.

Dans les circonstances ordinaires, et dans tous les lieux du globe, l'oxygène et l'azote de l'air sont dans les mêmes pro-

portions; mais il n'en est pas de même lorsqu'une portion d'air limitée sert à la combustion et à la respiration : ces deux phénomènes ne pouvant s'exécuter qu'aux dépens de l'oxygène, la proportion de ce gaz diminue et l'air s'altère.

On a pensé que, dans l'air, l'oxygène et l'azote étaient combinés chimiquement, et non pas simplement mélangés ; cette opinion a été détruite par les expériences que M. Dulong a faites sur les pouvoirs réfringents des corps gazeux ; ce physicien a reconnu que tous les gaz composés ont un pouvoir réfringent plus grand ou plus petit que la somme des pouvoirs réfringents de leurs éléments, tandis que les *mélanges gazeux* en ont un qui est justement en rapport avec celui des différents gaz qui entrent dans la composition de ce mélange; l'air atmosphérique est dans ce dernier cas.

Extraction de l'air. Il est souvent nécessaire de se procurer de l'air d'un lieu pour en faire l'analyse ; rien n'est plus facile à faire, car il suffit pour cela de vider un vase plein d'eau dans ce lieu et de le boucher avec soin ; c'est ainsi que M. Gay-Lussac a pu recueillir de l'air dans un voyage aérostatique à 7000 mètres au-dessus du niveau de la mer. Quand on veut avoir de l'air du fond d'un puits, d'une grotte et d'une caverne profonde, on y descend, à l'aide de cordes, un flacon plein d'eau et dont le goulot plonge dans un bocal également plein de ce liquide ; en soulevant légèrement la corde du flacon, l'eau en sort et est remplacée par de l'air ; cela fait, on plonge de nouveau le goulot dans l'eau du bocal en lâchant un peu la corde du flacon, et on retire l'appareil.

Historique. Les anciens philosophes regardaient l'air comme un élément. On sait maintenant à quoi s'en tenir sur la prétendue simplicité de ce fluide. On admettait alors, ainsi que je l'ai dit plus haut, que lorsque des corps brûlaient à l'air, la combustion était occasionnée par l'émission d'un principe subtil que l'on nommait le *phlogistique.* Mais s'il en avait été ainsi, les métaux que l'on calcine à l'air libre auraient dû diminuer de poids, tandis qu'ils augmentent d'une manière manifeste. Cette remarque paraît avoir été faite pour la première fois en 1630, par Brun, apothicaire à Bergerac, qui en demanda la raison à Jean Rey, médecin, né à Bruge en Périgord ; celui-ci, après avoir répété les expériences de Brun, répondit que cette augmentation de poids était due à une absorption d'air. Un siècle et demi plus tard, Bayen soutint la même théorie sans connaître les écrits de Jean Rey ; enfin Lavoisier démontra, par des expériences à l'abri de toute objection, que l'air était composé essentiellement de deux gaz, et que dans la combustion un d'eux seulement (l'oxygène) était absorbé.

§ II. De l'Eau.

L'eau est un liquide que tout le monde connaît. Il existe dans la nature sous trois états :

1° A *l'état solide*, l'eau forme les glaces des régions polaires, les amas de neige accumulés au sommet des montagnes et formant les *glaciers* dont la fonte partielle, dans la saison chaude, donne naissance à des rivières plus ou moins considérables ; tels sont le Rhône et l'Aveyron qui proviennent, le premier du glacier du Rhône, et le second de la mer de glace située sur le Mont-Blanc.

2° A *l'état liquide*, l'eau forme la pluie, les rivières, les sources, etc. Elle se trouve abondamment sous cet état dans les régions tempérées ; mais à l'exception de l'eau de pluie et de celle qui provient de la fonte de la neige, elle est rarement pure ; elle contient presque toujours des sels de soude et de chaux, quelquefois des sels de fer et de magnésie, quelquefois encore de l'acide carbonique et de l'acide sulfhydrique libre ou combiné. Quand l'eau a une saveur prononcée et contient en solution une assez forte proportion de substances étrangères pour pouvoir exercer une action sur l'économie animale, on lui donne le nom d'*eau minérale.* On donne encore le nom d'*eau salée* à celle de la mer et des sources riches en sel marin, et d'*eau douce* à celle des rivières et des fontaines. Les eaux de puits, formées par l'infiltration lente des eaux pluviales à travers des couches de sels calcaires, se saturent de ceux-ci et deviennent souvent impropres à quelques usages de l'économie domestique. Elles ne peuvent dissoudre le savon qui s'y sépare sous forme de gros grumeaux ; elles sont également impropres à la cuisson des légumes, et c'est pour cela que les ménagères les désignent sous le nom d'*eaux crues* ou *dures.*

Toutes ces propriétés sont dues à la présence dans l'eau de puits d'une quantité plus ou moins considérable de sulfate de chaux ; c'est ce sel qui, en réagissant

sur l'eau de savon, la décompose et forme ces grumeaux blancs qui troublent ce liquide. Voici comment on peut concevoir ce phénomène : le savon est une véritable substance saline, dans l'acception chimique du mot; cette substance est composée par la réunion de deux sels, qui sont le margarate et l'oléate de soude; tous deux sont solubles. Quand on verse de l'eau de savon dans de l'eau de puits qui contient du sulfate de chaux, il se produit une double décomposition; l'acide sulfurique du sulfate de chaux s'empare de la soude, de l'oléate et du margarate, et forme du sulfate de soude soluble; les acides margarique et oléique s'unissent à la chaux qui a été abandonnée par l'acide sulfurique, et forment du margarate et de l'oléate de chaux insolubles, et qui se précipitent en formant les grumeaux dont il a été question. Le savon est donc un excellent réactif pour reconnaître la qualité des eaux qui doivent servir aux usages ordinaires. — Quant au durcissement des légumes, il est dû, suivant M. Braconnot, à la combinaison du sulfate de chaux avec un des principes des légumes eux-mêmes.

3° A *l'état de vapeur*, l'eau existe dans l'air, même au-dessous de zéro. Sa proportion augmente à mesure que la température s'élève, mais si elle vient à diminuer, cette vapeur se condense et forme alors les brouillards, les nuages, la pluie et les différents météores aqueux.

Préparation. Quand on veut se procurer de l'eau pure, il faut distiller celle qui se trouve sur la surface de la terre, afin de la priver des substances fixes qu'elle contient. Dans cette opération qui se pratique au moyen de l'alambic (voy. description de l'*alambic*), l'eau se réduit en vapeur, passe dans le serpentin où elle se condense; les matières salines qu'elle contient n'étant pas volatiles, restent dans la cucurbite. On jette ordinairement les premières portions distillées qui peuvent contenir quelques produits volatiles provenant de la décomposition des matières organiques qui pouvaient se trouver dans ce liquide. On reconnaît que l'eau distillée est pure lorsqu'en y versant une solution d'azotate d'argent ou d'azotate de barite, elle ne se trouble pas. Alors on la recueille dans des vases de verre ou de grès que l'on tient soigneusement bouchés, et l'on s'en sert dans les laboratoires pour faire la plupart des dissolutions.

Propriétés. L'eau est un liquide transparent, incolore, inodore, insipide, compressible, et élastique. La propriété qu'elle a de se comprimer a été long-temps révoquée en doute; mais les expériences de Canton et de MM. Perkins et OErsted ont démontré d'une manière évidente que l'eau peut se comprimer de 0,000,046 par atmosphère. — M. Dessaignes, en la soumettant à un choc subit et fort, en a fait jaillir tout-à-coup une vive lumière. — Elle peut cristalliser en passant lentement de l'état liquide à l'état solide; ces cristaux se présentent sous forme d'aiguilles, souvent groupées comme des feuilles de fougère. — La densité de l'eau varie avec la température à laquelle on l'expose; c'est à elle que l'on compare celle des corps liquides et solides. — Son pouvoir réfringent est considérable, et surpasse environ de 7 dixièmes celui de l'air; c'est cette circonstance qui a fait soupçonner à Newton que l'eau devait contenir une substance très-combustible; plus tard la découverte de la composition de l'eau est venue confirmer le soupçon de ce grand physicien. — L'eau conduit mal l'électricité; mais elle acquiert le pouvoir conducteur quand on y ajoute un peu de sel ou d'acide. — L'eau prise à zéro et chauffée graduellement présente un phénomène remarquable : au lieu de se dilater immédiatement comme tous les corps, elle se contracte de plus en plus jusqu'à + 4, 1; à partir de cette température, où elle a acquis son *maximum de densité*, elle se dilate uniformément jusqu'à 100° centigrades, et entre en ébullition à cette température sous la pression de 0^m 76. A l'état de vapeur, elle occupe un espace 1700 fois plus grand et acquiert une densité de 0 625, par conséquent moindre que celle de l'air. C'est sur l'expansibilité de l'eau en vapeur qu'est fondé l'usage que l'on en fait comme force motrice dans les machines à vapeur. Quand on refroidit l'eau chaude, elle se contracte uniformément jusqu'à + 4,1, où elle atteint sa densité maximum que les chimistes et les physiciens représentent par 1,000; puis elle se dilate en approchant de zéro et se solidifie enfin en prenant tout-à-coup une grande expansion; c'est ce dernier phénomène qui fait briser les vases dans lesquels on laisse congeler de l'eau pendant l'hiver; c'est elle qui occasionne la mort des arbres pendant les hivers rigoureux. La force expansive de l'eau qui se congèle est tellement puissante, qu'un épais tube de fer qui en est empli, et qui est en-

suite hermétiquement bouché, est infailliblement brisé lorsque l'eau se congèle. L'eau, à l'état liquide, a la propriété de dissoudre de l'air, et elle en dissout d'autant plus, que la température est plus basse et que la pression est plus grande. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que l'air de l'eau est plus pur que celui de l'atmosphère; car il contient 0,32 d'oxygène, tandis que l'autre n'en renferme que 0,21. On s'en assure en emplissant un grand matras d'eau de rivière, et y adaptant un tube de verre recourbé qui va se rendre sous une cloche remplie d'eau. En chauffant, l'air se dégage de l'eau et vient se rendre sous la cloche; on peut alors en mesurer une portion et en faire l'analyse par l'un des moyens que j'ai indiqués plus haut. Cette circonstance, qui peut encore servir à prouver que l'air est formé par le *mélange* et non la *combinaison* de ses éléments, provient de l'affinité plus grande de l'eau pour l'oxygène que pour l'azote. C'est à la présence de l'air dans l'eau que celle-ci doit sa légèreté, sa saveur douce, et la propriété de pouvoir servir à la vie des poissons qui ne respirent que par la petite quantité d'air qui y est dissoute; ces animaux, en effet, meurent aussitôt qu'on les plonge dans de l'eau privée d'air par l'ébullition. — Une remarque curieuse, c'est que lorsqu'on fractionne les gaz que l'on retire de l'eau, et qu'on les soumet séparément à l'analyse, ils contiennent d'autant plus d'oxygène qu'ils sont recueillis plus tard.

Composition. L'eau est formée par la combinaison d'un volume d'oxygène et de deux volumes d'hydrogène; sa formule est donc $H^2 O$. Cette composition en poids revient à : oxygène 100,00, et hydrogène 12,47. On arrive à la connaissance de la composition de l'eau par son analyse et sa synthèse.

Analyse de l'eau. Il y a deux moyens de faire cette opération. 1° L'action de la pile; 2° celle du fer à une haute température. La décomposition de l'eau par la pile peut se faire avec un appareil composé d'un entonnoir en verre dont le fond est bouché avec du liége, et traversé par deux petits tubes de verre creux qui livrent passage à deux fils de platine bien mastiqués; chacun de ces petits fils de platine est surmonté d'une petite cloche renversée et pleine d'eau; par leur extrémité inférieure, ces fils communiquent avec les pôles opposés d'une pile galvanique en activité. A peine l'expérience est-elle commencée, que l'eau se décompose et que les fils de platine se recouvrent de petites bulles qui ne tardent pas à se rassembler à la partie supérieure des petites cloches. La quantité de gaz qui se rassemble dans chaque cloche n'est pas égale. L'une d'elles, celle qui recouvre le fil qui est en contact avec le pôle négatif de la pile, en contient deux fois autant que celle qui couvre le pôle positif. Le premier gaz brûle à l'approche des corps enflammés, et jouit de toutes les propriétés de l'hydrogène; l'autre active la combustion : c'est de l'oxygène.

Ainsi, non-seulement l'eau est décomposée, mais encore il y a transport de ses deux éléments à chacun des pôles, et cela à travers le liquide en expérience. Le mécanisme de ce phénomène échappe à nos sens : M. Grotthus a cherché à l'expliquer en admettant une suite de décompositions et de recompositions successives des molécules d'eau placées entre les deux pôles.

La décomposition de l'eau par le fer peut être obtenue par le procédé suivant, qui est dû à Lavoisier : on place dans un fourneau à réverbère long un tube de porcelaine verni intérieurement et contenant une quantité déterminée de tournure ou de fils de fer décapés. Une des extrémités de ce tube est mise en rapport avec une cornue de verre contenant de l'eau distillée, et l'autre communique avec un tube recourbé qui va se rendre dans un flacon entouré de glace et qui communique lui-même, par un second tube recourbé, avec une cloche propre à recueillir les gaz. — Tout étant bien disposé, on élève peu à peu la température du tube de porcelaine jusqu'au rouge cerise; puis on fait bouillir l'eau de la petite cornue. La vapeur de celle-ci est obligée de passer à travers le tube de porcelaine où elle se trouve en contact avec le fer qui la décompose, s'empare de son oxygène de manière à passer à l'état de deutoxyde, et met l'hydrogène en liberté. Ce dernier gaz arrive dans le flacon avec la portion de vapeur d'eau qui n'a pas été décomposée; celle-ci se condense sous l'influence de la glace ou de l'eau froide, tandis que l'hydrogène traverse librement ce flacon et vient se rendre sous la cloche disposée plus loin. Lorsque l'opération est terminée, on pèse la cornue pour connaître la quantité d'eau qui a été vaporisée, on soustrait de celle-ci le poids de l'eau qui s'est condensée

dans le flacon, et on obtient de cette manière la quantité exacte de l'eau qui a été décomposée par le fer. L'oxygène de celle-ci s'est combiné au fer; on peut en connaître la quantité par l'augmentation du poids du métal; quant à la proportion d'hydrogène, elle est connue par son volume.

Synthèse de l'eau. Toutes les fois que l'hydrogène brûle, il se forme de l'eau. Il est facile de s'en assurer en faisant dégager de l'hydrogène d'un flacon muni supérieurement d'un tube effilé, enflammant ce gaz à l'extrémité du tube, et recouvrant la flamme d'une cloche en verre. Il se forme bientôt de l'eau en vapeur qui, rencontrant les parois froides de la cloche, s'y condense sous forme de gouttelettes, de la même manière que la vapeur pulmonaire se condense sur les vitres froides. Si la portion d'air dans laquelle on fait brûler un jet d'hydrogène est limitée, la flamme ne tarde pas à s'éteindre faute d'aliment, lorsqu'une partie de l'oxygène a été absorbée.

Si cette expérience démontre directement la combinaison de l'oxygène et de l'hydrogène, elle ne peut faire connaître les proportions dans lesquelles ces deux gaz se combinent. Les travaux de MM. Gay-Lussac et Humbold ont prouvé que ce rapport était exactement de deux volumes d'hydrogène pour un volume d'oxygène. On s'en assure en faisant passer dans l'eudiomètre à eau 100 parties d'hydrogène, 50 d'oxygène, et enflammant le mélange. Si les gaz sont purs et bien mesurés, après la détonnation il ne reste aucun résidu. Si au lieu de mettre exactement 50 parties d'oxygène on en mettait 100, il resterait après l'action de l'étincelle électrique 50 parties d'oxygène; car quel que soit le rapport des deux gaz, l'hydrogène n'absorbe jamais que la moitié de son volume d'oxygène pour former de l'eau.

Lorsqu'on veut former de l'eau en assez grande quantité pour pouvoir la recueillir, il faut faire usage de l'appareil de Lavoisier. Cet appareil consiste en un vaste ballon de verre dont le col est fermé par une virole en cuivre qui laisse passer deux tubes qui se rendent chacun de leur côté dans des gazomètres contenant l'un de l'oxygène, l'autre de l'hydrogène; ce dernier descend jusqu'au milieu du ballon, à peu près, tandis que l'autre n'arrive qu'à la partie supérieure. Entre ces deux tubes se trouve une tige métallique qui traverse aussi la virole et se termine par des boules à ses extrémités; cette tige est isolée par un tube de verre enduit de résine, et offre inférieurement une partie recourbée qui s'approche à une petite distance du conduit de l'hydrogène. — On commence l'expérience en faisant le vide dans le ballon; cela fait, on l'emplit d'oxygène, puis on met la tige isolée en communication avec une machine électrique en activité, et l'on fait arriver tout doucement l'hydrogène, qui s'enflamme à mesure qu'il entre dans le ballon. Une fois que l'opération est en activité, on l'entretient en réglant convenablement le courant des deux gaz. En répétant cette expérience, Fourcroy, Vauquelin et Séguin ont pu former jusqu'à une livre d'eau, qui avait toutes les propriétés de l'eau ordinaire.

Enfin on peut encore former de l'eau à l'aide d'un procédé qui est dû à MM. Berzélius et Dulong, et qui, disons-le par anticipation, est le plus convenable de tous quand on veut arriver d'une manière exacte à la connaissance du poids des éléments de ce liquide. Ce procédé repose sur la propriété que possède l'hydrogène de désoxyder, le deutoxyde de cuivre à la température rouge. — L'appareil que ces deux chimistes ont employé se compose (*fig.* 22) d'un flacon qui laisse dégager du gaz hydrogène qui se rend dans un premier tube contenant des fragments de chlorure de calcium destinés à le dessécher; ce premier tube communique avec un second, qui est un peu courbé en arc et renflé dans un point de son étendue; celui-ci se continue avec plusieurs ampoules de verre que l'on entoure de glace pilée ou d'eau très-froide; enfin l'appareil est terminé par un dernier tube contenant, comme le premier, des fragments de chlorure. Avant de commencer l'opération, on met une quantité pesée de deutoxyde de cuivre dans le tube recourbé, et on le chauffe au rouge obscur; puis on y fait passer un courant de gaz hydrogène qui se dessèche dans le premier tube. Ce gaz, en passant sur le deutoxyde de cuivre convenablement chauffé avec la lampe à esprit de vin, le décompose, s'empare de son oxygène, et forme de l'eau qui vient se condenser dans les ampoules ou sur les fragments de chlorure de calcium du dernier tube. L'excès d'hydrogène se dégage à l'extrémité de l'appareil. — En pesant après l'opération les ampoules de verre et le tube qui le termine, l'augmentation de poids indique la quantité d'eau qui s'est

formée ; la diminution du poids du deutoxyde de cuivre donne la quantité d'oxygène qu'il a fourni ; celle-ci soustraite du poids de l'eau formée, fait connaître le poids de l'hydrogène.

Usages. Ils sont très-multipliés. — A l'état de glace, on l'emploie en médecine comme un puissant répercussif, et on l'utilise dans les laboratoires pour faire des mélanges réfrigérents, graduer les thermomètres, déterminer le calorique spécifique des corps, etc. — A l'état de vapeur, on l'emploie comme force motrice, pour échauffer les appartements, faire des douches, des fumigations, etc. — A l'état liquide, on s'en sert comme boisson, dissolvant, etc., etc. Les anciens l'appelaient *le grand dissolvant de la nature*.

Historique. Les anciens philosophes, à la tête desquels il faut placer Aristote, considéraient l'eau comme un des quatre éléments. En 1776, Macquer et Sigaud-Lafond remarquèrent qu'il se déposait de l'eau sur les parois des vases au-dessous desquels on faisait brûler du gaz hydrogène. En 1781, Priestley fit une observation analogue ; dans la même année, Cavendish ayant remarqué qu'il s'était déposé de l'eau dans des vases où il avait fait brûler un mélange d'hydrogène et d'oxygène, osa le premier en tirer la conséquence que l'eau était formée par la combinaison de ces deux gaz. En 1783, Lavoisier obtint les mêmes résultats en faisant brûler, dans un grand ballon, de l'hydrogène et de l'oxygène qu'il y amenait à l'aide de gazomètres. En 1785, il recommença cette expérience avec Meunier, et toujours avec le même succès. Plus tard, Lavoisier parvint à décomposer l'eau, et dès-lors la composition de ce liquide fut universellement démontrée.

L'oxygène et l'hydrogène forment en se combinant un second composé liquide dont la découverte est due à M. Thénard, et que nous examinerons plus tard.

CHAPITRE II.

HISTOIRE DES MÉTALLOÏDES CONSIDÉRÉS ISOLÉMENT.

Les corps simples non métalliques sont de mauvais conducteurs du calorique et de l'électricité. Il y en a treize, y compris l'oxygène. Quatre sont gazeux à la température ordinaire ; ce sont : l'oxygène, l'hydrogène, le chlore et l'azote ; un seul est liquide : c'est le brôme ; trois sont solides et fixes, savoir : le bore, le silicium et le carbone ; quatre sont solides et volatils : ce sont le phosphore, le soufre, le sélénium et l'iode ; enfin le treizième, qui est le fluor, n'a pas encore pu être isolé de ses combinaisons.

§ I. Oxygène.

C'est le corps le plus répandu dans la nature. Il entre dans la composition des substances organiques, d'une foule de produits inorganiques solides, liquides et gazeux. On sait déjà, par ce qui précède, qu'il fait partie de l'eau et de l'air.

Extraction. On possède plusieurs moyens d'obtenir l'oxygène : le plus simple et le plus économique consiste à chauffer le bioxyde de manganèse jusqu'au rouge dans un appareil propre à recueillir les gaz. Cet oxyde est très-commun et à très-bas prix ; mais celui du commerce n'est jamais pur et contient toujours une quantité notable de carbonate de chaux et de carbonate de manganèse dont il est essentiel de le priver ; car ces carbonates se décomposant aussi à la chaleur rouge, l'oxygène que l'on obtiendrait serait mêlé à de l'acide carbonique. On commence donc par pulvériser le bioxyde de manganèse, on le délaie dans dix ou douze fois son poids d'eau, et on y ajoute peu à peu de l'acide chlorhydrique faible jusqu'à ce qu'il ne se forme plus d'effervescence. Voici comment agit cet acide sur les carbonates : l'acide chlorhydrique est formé d'hydrogène et de chlore ; les carbonates sont formés d'acide carbonique et d'oxydes de calcium et de manganèse, composés eux-mêmes d'oxygène et de métal. L'hydrogène de l'acide chlorhydrique se combine avec l'oxygène des oxydes et forme de l'eau ; le chlore s'unit au calcium et au manganèse, et forme des chlorures *solubles* ; l'acide carbonique se dégage en faisant effervescence, et le bioxyde de manganèse reste intact et se précipite. On recueille le précipité, on le lave et on le dessèche. Sous cet état, il est pur et peut servir à l'extraction de l'oxygène.—Pour procéder à cette dernière opération, on emplit presque entièrement de bioxyde de manganèse une cornue de grès lutée que l'on place sur deux barres de fer dans le laboratoire d'un fourneau à réverbère (*fig.* 22) ; on adapte au col de la cornue un tube de verre recourbé muni d'un tube à boule, et allant se rendre

sous une cloche pleine d'eau placée sur la cuve hydro-pneumatique. L'appareil étant disposé, on porte peu à peu la cornue jusqu'au rouge, en mettant successivement dans ce fourneau quelques charbons incandescents et beaucoup de charbons noirs. L'action de la chaleur fait d'abord dilater l'air de la cornue et le chasse en partie de l'appareil ; mais lorsque l'oxyde est chauffé au rouge, il commence à laisser dégager de l'oxygène mêlé à l'air qui restait dans la cornue. On en laisse perdre un ou deux litres ; celui qui se dégage ensuite peut être considéré comme pur, et doit être recueilli dans des flacons pleins d'eau et renversés, que l'on bouche ensuite et dont on conserve l'ouverture plongée sous l'eau. L'opération est terminée lorsqu'il ne se dégage presque plus de gaz. On peut obtenir par ce procédé une vingtaine de litres d'oxygène d'une livre de bioxyde de manganèse.

Les phénomènes qui se passent dans cette opération sont simples et faciles à expliquer ; le calorique agit en éloignant dans chaque particule les atomes d'oxygène de ceux de manganèse, et les mettant hors de leur sphère d'attraction ; alors les molécules d'oxygène reprenant leur forme gazeuze, se dégagent tout naturellement, tandis que le manganèse qui est fixe, reste dans la cornue en retenant encore en combinaison une certaine quantité d'oxygène que le calorique ne peut plus lui enlever, et formant ainsi un oxyde intermédiaire dont la composition doit être représentée par 1 at. de bioxyde et 2 at. de protoxyde $= 2$ Mn O, Mn O^2.

Le gaz oxygène peut encore être obtenu à l'état de pureté en chauffant du chlorate de potasse dans un petit appareil propre à recueillir les gaz. Par l'action de la chaleur, le chlorate de potasse se divise en deux parties, dont une se décompose et l'autre ne se décompose pas. Voici ce qui se passe dans la première : la chaleur détermine le chlore de l'acide chlorique à s'unir au potassium de la potasse, de manière à former un chlorure ; l'oxygène de l'acide et de la base est mis en liberté et se dégage en partie seulement, car une portion de ce gaz se porte sur la deuxième partie du chlorate de potasse, et le transforme en hyperchlorate.

Propriétés. L'oxygène est un gaz incolore, inodore, insipide, d'une pesanteur spécifique de 1,1026, celle de l'air étant prise pour unité. — C'est le moins réfrangible de tous les gaz. Tous les corps simples peuvent se combiner avec lui en une ou plusieurs proportions, tantôt avec dégagement de calorique seulement, tantôt avec dégagement de calorique et de lumière. Parmi ces derniers, on peut citer le soufre, le phosphore, le fer, etc. qui brûlent avec rapidité dans ce gaz, lorsqu'ils présentent seulement un de leurs points en ignition ; ce dernier phénomène se manifeste lorsqu'on plonge dans une éprouvette pleine d'oxygène une bougie qui a été allumée et soufflée, et qui présente encore un point en ignition ; elle se rallume à l'instant et brûle avec une flamme éclatante. — L'eau en dissout environ $\frac{3}{100}$ de son volume à la température ordinaire.

Action sur l'économie animale. C'est le seul gaz respirable ; mais il ne peut être respiré pur pendant long-temps ; car il exerce alors une action trop énergique. On a pourtant essayé de le faire respirer ainsi dans plusieurs maladies, telles que la phthisie, l'asthme humide, la chlorose, le scorbut, l'asphyxie par défaut d'air ou par l'action de gaz non respirables, etc. On a quelquefois eu à se louer de ses bons effets.

Historique. Le gaz oxygène n'est connu que depuis 1774, et c'est à Priestley que l'on en doit la découverte. On lui donna successivement les noms d'*air déphlogistiqué* (Priestley), *air du feu* (Schèele), *air vital*, *air éminemment respirable*. Enfin, à la réforme de la nomenclature chimique, on lui a donné le nom qu'il porte aujourd'hui, et qui signifie *j'engendre acide*.

§ II. Hydrogène.

Ce corps se trouve abondamment répandu dans la nature ; il fait partie de toutes les substances animales et végétales, de l'eau et de plusieurs composés chimiques. — Isolé de ses combinaisons, il est toujours gazeux.

Extraction. L'hydrogène s'extrait de l'eau, soit en la décomposant par la pile, soit en mettant ce liquide en contact à une température rouge avec le fer ou tout autre corps capable de le décomposer en absorbant l'oxygène (*voyez* analyse de l'eau, fig. 21), soit en traitant l'eau par un acide et un métal très-avide d'oxygène. Le fer et le zinc peuvent servir à cet usage, mais ce dernier est préférable et donne un gaz plus pur. On se sert pour cela d'un flacon de verre à deux

tubulures, dans lequel on met de l'eau et un peu de grenaille de zinc. L'une des tubulures porte un tube droit qui descend jusqu'au fond du vase, et qui est terminé supérieurement en entonnoir; l'autre tubulure laisse passer un tube recourbé qui va s'engager sous une cloche placée sur la cuve à eau. L'appareil étant disposé, on verse peu à peu de l'acide sulfurique du commerce dans le flacon par le tube droit, et il en résulte aussitôt une vive effervescence produite par le dégagement de l'hydrogène. On laisse perdre les premières portions, qui sont mêlées à l'air de l'appareil, et on le recueille ensuite dans des flacons ou sous des cloches pleines d'eau. Quand on n'a besoin que d'une petite quantité de gaz, on se sert d'une petite fiole dans laquelle on introduit successivement l'eau, le zinc et l'acide, et que l'on bouche ensuite avec un bouchon de liége pourvu d'un petit tube recourbé qui va s'engager sous des petites cloches pleines d'eau. — Quand on s'est servi du fer pour obtenir l'hydrogène, ce gaz contient toujours une très-petite quantité d'une huile volatile, un peu odorante, et qui provient de l'union de l'hydrogène avec le carbone que contient le métal. On peut priver l'hydrogène de cette huile en le faisant passer à travers une solution de potasse caustique qui absorbe celle-ci et n'attaque pas le gaz. — Cette huile volatile peut elle-même être obtenue en faisant passer un courant d'hydrogène à travers de l'alcool pur et versant ensuite de l'eau dans ce liquide, qui devient aussitôt laiteux et laisse déposer l'huile au bout de quelques jours. — L'hydrogène obtenu avec le zinc du commerce contient une très-petite quantité d'arsénide d'hydrogène et d'acide sulfhydrique, dont on le débarrasse en le faisant passer d'abord dans un tube contenant un linge imbibé d'une solution de sublimé corrosif qui s'empare de l'arsénide, puis dans un autre contenant de la potasse, qui absorbe l'acide sulfhydrique.

La *théorie* de l'extraction de l'hydrogène est facile à concevoir. L'eau, qui est formée d'oxygène et d'hydrogène, est décomposée. L'oxygène se porte sur le zinc et forme de l'oxyde de zinc, qui s'unit à l'acide sulfurique, de manière à donner naissance à du sulfate de zinc; l'hydrogène mis en liberté se dégage. L'acide et le zinc, employés isolément, ne décomposeraient pas l'eau. D'après ce qui précède, la formule de cette réaction est : $SO^3 + Zn + H^2O = ZnO, SO^3 + H^2$.

Propriétés. L'hydrogène est un gaz incolore, inodore, insipide, d'une densité spécifique de 0,0688, c'est-à-dire environ 14 fois moindre que celle de l'air. Cette excessive légèreté, que l'on a mise à profit pour faire les aérostats, peut se démontrer par une expérience curieuse. Si l'on emplit avec de l'hydrogène une éprouvette dont l'ouverture est maintenue en bas, et si l'on renverse tout doucement cette éprouvette sous l'ouverture d'un vase semblable, de capacité égale, et plein d'air ordinaire, l'hydrogène de la première éprouvette tendra à monter vers les régions supérieures en raison de sa légèreté, pénétrera dans la seconde éprouvette, dont l'ouverture est également maintenue en bas, et déplacera l'air qui s'y trouvait avant l'expérience. Quand on aura placé les deux orifices bout à bout, il sera facile de constater, à l'aide d'une bougie allumée, qu'il y a eu déplacement réciproque des gaz. — L'hydrogène est le plus *électro-vitré* de tous les corps simples non-métalliques. Il est impropre à la combustion, éteint les corps enflammés que l'on y plonge, mais il s'allume lui-même et brûle avec une flamme très-pâle en se changeant en vapeur d'eau. Quand on fait cette expérience, il faut avoir soin que l'ouverture de l'éprouvette soit dirigée en bas, pour empêcher l'hydrogène de s'échapper. — C'est le plus réfrangible de tous les gaz.

L'oxygène exerce une action remarquable sur l'hydrogène à une température élevée, ou sous l'influence de l'électricité : ces deux gaz se combinent avec une forte détonation et un dégagement de chaleur et de lumière. Dans cette réaction, le rapport en volume des deux gaz qui se combinent est toujours de deux parties d'hydrogène pour une partie d'oxygène. L'expérience peut se faire dans l'eudiomètre (*voyez* synthèse de l'eau); elle peut encore être faite en introduisant les deux gaz dans un flacon de verre à goulot étroit, et enflammant le mélange avec une bougie allumée; il se produit aussitôt une explosion aussi forte que celle d'un coup de fusil. L'expérience ne serait pas sans danger, si l'on n'avait pas le soin d'envelopper avec précaution le flacon d'une serviette pliée en plusieurs doubles, afin de retenir les fragments du vase, qui est souvent brisé par l'explosion. — L'expérience est encore

plus curieuse et tout-à-fait sans danger, lorsque l'on introduit le *mélange détonnant* dans une vessie à robinet, et que l'on fait passer ce mélange, à l'aide d'un tube effilé, à travers de l'eau de savon placée dans un mortier de laiton : il se forme alors une foule de bulles auxquelles on peut mettre le feu avec une bougie allumée que l'on tient attachée à l'extrémité d'une baguette : il se produit aussitôt une très-violente détonnation.

En comprimant subitement et avec force dans un corps de pompe le mélange d'oxygène et d'hydrogène, on produit encore une détonalion qui briserait infailliblement l'appareil, si l'on opérait sur une quantité un peu grande. (Biot.)

M. Dœbereiner a constaté qu'en dirigeant à travers l'air un courant d'hydrogène sur un morceau de platine en éponge, il se forme de l'eau, et il se développe assez de chaleur pour enflammer le gaz et faire rougir le métal. Le palladium, le rhodium et l'iridium possèdent des propriétés analogues : la cause d'un phénomène aussi remarquable n'est pas encore connue.

L'hydrogène peut s'unir à tous les métalloïdes, excepté le bore, et à trois métaux, qui sont le potassium, l'arsenic et le tellure. C'est, de tous les gaz, celui qui produit le plus de chaleur en brûlant. — On s'en sert pour faire l'analyse de l'air et pour gonfler les ballons aérostatiques. Mélangé à la moitié de son volume d'oxygène et condensé dans un réservoir, il peut, quand on en fait brûler un jet que l'on dirige avec un chalumeau pourvu à l'entrée du réservoir d'une toile métallique propre à s'opposer à la transmission de la flamme ; il peut, dis-je, produire une chaleur capable de fondre en quelques instants plusieurs substances regardées autrefois comme infusibles.

Historique. L'hydrogène a été découvert dans les premières années du dix-septième siècle, mais il n'a été bien étudié que vers l'année 1777 par Cavendish ; il a d'abord été désigné sous le nom d'*air inflammable*, et ce n'est qu'à la réforme de la nomenclature chimique qu'il a reçu le nom qu'il porte aujourd'hui, et qui signifie *générateur de l'eau.*

§ III. Bore.

Ce corps existe dans la nature combiné à l'oxygène, et par conséquent à l'état d'acide borique pur ou uni à la soude ou à la magnésie. Il a été extrait de ces combinaisons en 1809 par MM. Gay-Lussac et Thénard. L'histoire de ce corps est encore très-incomplète.

On l'extrait de l'acide borique par le potassium : pour cela on place une couche de potassium au fond d'un tube de cuivre, on la recouvre de deux parties d'acide borique fondu et pulvérisé, et on alterne ainsi de nouvelles couches de ces deux substances jusqu'à ce que le tube soit plein. Puis on ferme le tube avec un bouchon percé, et on le place verticalement dans un fourneau où on le porte lentement à la température rouge. Le potassium se volatilise et passe sur la couche d'acide borique ; la réaction s'opère aussitôt et donne naissance à une masse verdâtre, qui est un mélange de borate de potasse et de bore. Lorsque le tube est refroidi, on y verse de l'eau bouillante qui dissout le borate de potasse et isole le bore qui, n'étant pas soluble, se précipite au fond de l'eau sous la forme d'une poudre brune verdâtre que l'on recueille, et que l'on fait sécher à une douce chaleur après l'avoir lavée. — Voici ce qui se passe dans cette réaction : une partie seulement de l'acide borique est décomposée par le potassium, et lui cède son oxygène de manière à le transformer en protoxyde de potassium (potasse) qui s'unit à la portion d'acide borique non décomposée pour former le borate de potasse. Le bore qui est mis à nu provient de la portion d'acide borique qui a perdu son oxygène. — M. Dœbereiner a retiré le bore du borax (borate de soude) en traitant ce sel par le charbon à une haute température, dans un tube de fer.

Propriétés. Le bore est solide, sans saveur, sans odeur, toujours en poudre, d'un brun verdâtre. Il est plus dense que l'eau, fixe au feu, infusible. Chauffé au rouge dans du gaz oxygène, il se convertit en partie en acide borique ; mais cette conversion n'est pas complète, parce que la portion d'acide borique qui se forme enveloppe le bore et le préserve du contact de l'oxygène. — L'eau est sans action sur le bore, même à + 100°.

§ IV. Silicium.

Le silicium existe dans a nature combiné à l'oxygène ; il forme sous cet état une matière très-abondante qui joue le rôle d'un acide puissant à l'égard de certains oxydes. Cette matière qui existe à l'état de pureté dans le quartz et le cris-

tal de roche, et qui contribue à former les agathes, les porphyres, les grès, les cailloux, le verre, le sable, plusieurs pierres précieuses, etc., a été désignée successivement sous les noms de *terre vitrifiable*, *silice*, *oxyde de silicium*, et enfin *acide silicique*. — M. Berzélius a isolé pour la première fois le radical de cet acide, en traitant le fluorure de silicium et de potassium par un excès de ce dernier métal. On place alternativement, dans un tube de verre fermé par un bout, des couches de potassium et du fluorure double, et on s'arrête quand le tube est rempli aux deux tiers. Puis on chauffe le tube avec la flamme d'une lampe à alcool. Le potassium se volatilise, passe sur le fluorure, s'empare tout à la fois de la portion de fluor qui est combinée au silicium, et de ce dernier corps, avec lequel il s'unit de manière à former un siliciure de potassium.—En traitant la masse par l'eau, le fluorure de potassium est dissout, et le siliciure de potassium est décomposé : l'oxygène de l'eau s'unit au potassium, et forme du protoxyde de potassium ; l'hydrogène s'unit en partie avec le silicium, et forme un hydrure de silicium qui se précipite sous forme de poudre brunâtre ; l'excès d'hydrogène se dégage avec effervescence. L'hydrure de silicium est recueilli sur un filtre, lavé, séché, puis chauffé au rouge obscur dans un creuset de platine découvert ; l'hydrogène de ce composé est brûlé, et le silicium reste au fond du creuset mêlé à un peu de silice qui s'est formée pendant la calcination, et que l'on peut enlever en faisant digérer la masse dans de l'acide chlorhydrique affaibli.

Propriétés. Le silicium est en poudre d'un brun noisette, sans éclat métallique, sans odeur, sans saveur, sans action sur les couleurs végétales ; c'est un mauvais conducteur du calorique et de l'électricité. Il a peu d'affinité pour l'oxygène, même au rouge obscur ; il brûle quand on le chauffe fortement avec du carbonate de potasse ou de soude dont il décompose l'acide carbonique. Les acides n'ont point d'action sur lui; enfin il peut se combiner avec le soufre, le chlore, le brôme, le carbone, et par des moyens indirects avec le fluor et l'hydrogène.

§ V. Carbone.

Le carbone est un corps très-répandu dans la nature ; il fait partie constituante des animaux et des végétaux, et se trouve dans l'air à l'état d'acide carbonique ; il existe rarement à l'état de pureté. Sous cet état il constitue ce que l'on nomme le diamant. La nature de cette pierre précieuse a été long-temps ignorée : Newton, le premier, après avoir remarqué que les corps réfractaient d'autant plus la lumière qu'ils étaient plus combustibles, et avoir reconnu que le diamant était doué d'un grand pouvoir réfringent, soupçonna que cette substance était composée d'une matière combustible. En 1694, les académiciens de Florence prouvèrent la combustibilité du diamant en le brûlant au foyer d'un miroir très-ardent. Enfin Lavoisier parvint à brûler cette subtance dans des vases fermés et pleins d'oxygène, et il reconnut que dans cette combustion il se formait de l'acide carbonique ; d'où il conclut que le diamant contenait du carbone. Les recherches qui furent faites successivement par Smithson-Tennant, Guyton-Morveau, MM. Allen et Pepis et M. Davy, achevèrent de prouver que le diamant était du carbone pur, et qu'en brûlant, ce corps fournissait un poids d'acide carbonique égal à celui des deux éléments.

On donne le nom de *charbon* au produit solide et noir que l'on obtient en décomposant en vases clos des matières animales et végétales. Cette substance est formée d'une grande quantité de carbone, d'un peu d'hydrogène et de tous les principes fixes de la matière d'où il provient. Ce sont ces principes fixes qui forment les *cendres* qui restent après la combustion du charbon. Le *noir de fumée* est du carbone dans un grand état de pureté, qui est formé par une suie très-légère qui se précipite naturellement de la fumée que l'on produit en faisant brûler à l'air des matières huileuses ou résineuses. On augmente la pureté du noir de fumée en le calcinant dans des vases fermés pour le priver d'une sorte d'huile qu'il a entraînée. La terre renferme dans plusieurs points du globe des masses énormes d'un charbon qui provient de la décomposition lente des matières organisées qui ont été enfouies à la suite des révolutions terrestres. Tantôt ce charbon est disposé en couches et imprégné de matières bitumineuses et de différentes substances minérales : on le connaît alors sous le nom de *houille* ou de charbon de terre ; tantôt il est noir, luisant, compact, friable, sans formes régulières et mêlé d'alumine, de silice et d'oxyde de fer ; il est alors connu des minéralogistes sous le nom d'*anthracite*.

Propriétés. Le carbone est généralement solide, inodore, insipide, infusible à la plus forte chaleur de nos fourneaux, insoluble dans l'eau. Mis en contact avec les différents gaz, il les absorbe avec rapidité. Cette propriété, remarquée pour la première fois par Fontana, constatée par MM. Morozzo, Roupe et Noorden, a été étudiée avec soin par M. Th. de Saussure, qui a fait à ce sujet un travail très-étendu. Il a reconnu que tous les corps poreux jouissaient de la faculté d'absorber les gaz, mais que le charbon, et surtout le charbon végétal provenant de la calcination du buis, en jouissait au plus haut degré. Suivant ce physicien un volume de charbon de buis privé d'air et d'humidité, soit par sa calcination, soit par son exposition dans le vide de la machine pneumatique, condense : 90 volumes de gaz ammoniac ; — 85 de gaz acide chlorhydrique ; — 65 de gaz acide sulfureux ; — 55 de gaz acide sulfhydrique ; — 40 de protoxyde d'azote ; — 35 d'acide carbonique ; — 35 de bi-carbure d'hydrogène ; — 9,42 d'oxyde de carbone ; — 9,25 d'oxygène ; — 7,50 d'azote ; — 1,75 d'hydrogène. Tous ces gaz sont absorbés avec un faible dégagement de calorique ; tous, à l'exception de l'hydrogène, sont dégagés par la chaleur sans avoir éprouvé d'altération ; le gaz oxygène se combine peu à peu avec le charbon et se transforme en acide carbonique. Le charbon, imprégné de gaz sulfhydrique, s'échauffe lorsqu'il est exposé à l'air ou à l'oxygène ; l'hydrogène de ce gaz se combine à l'oxygène et le soufre se dépose.

Lorsqu'on introduit dans un flacon plein de gaz oxygène un morceau de charbon présentant un point en ignition, ces deux corps se combinent avec dégagement de calorique et de lumière, et forment du gaz acide carbonique ; la teinture de tournesol introduite dans le flacon où la combustion s'est opérée, est immédiatement rougie ; l'eau de chaux et l'eau de barite que l'on y verse sont troublées et laissent précipiter des flocons blancs de carbonate de chaux ou de carbonate de barite.

M. Lowitz a découvert au charbon une propriété dont on tire un excellent parti ; c'est celle d'absorber l'odeur, la couleur et le goût de certaines substances : des liquides contenant des matières animales putréfiées perdent leur odeur et leurs propriétés nuisibles quand on les a fait passer à travers une couche de charbon. C'est sur cette propriété qu'est basée l'habitude de charbonner l'intérieur des tonneaux destinés à contenir l'eau des marins. Les fontaines épuratoires de MM. Smith et Ducommun ne sont autre chose que des filtres de charbon. Enfin un grand nombre de liquides peuvent être décolorés par le charbon, qui est employé, comme on le sait généralement, pour clarifier les sucres et les sirops.— Toutefois les propriétés désinfectante et décolorante n'existent pas au même degré dans tous les charbons : celui qui provient de la calcination des os (noir d'os, noir animal) l'emporte sur tous les autres sous ce double rapport.

Le charbon est quelquefois employé en médecine comme antiputride. On saupoudre les ulcères de mauvais aspect avec la poudre de charbon, afin d'en modifier la nature. Mêlé avec du sucre, il forme un bon dentifrice.

§ VI. Phosphore.

Le phosphore est un corps solide qui n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison. Uni à l'oxygène et à la chaux, il forme la base de la portion dure des os. Une combinaison analogue (phosphate de chaux) constitue en Estramadure des montagnes si considérables, qu'on l'exploite dans ce pays comme pierre à bâtir, Le phosphore, uni à l'oxygène, l'hydrogène et le carbone, fait partie constituante du cerveau et des nerfs. On le retrouve enfin dans l'urine de l'homme et des animaux carnivores, ainsi que dans quelques graines de graminées, mais toujours à l'état de combinaison.

Extraction. On retire actuellement le phosphore des os des animaux, qui, entre autres principes, contiennent une très-forte proportion de phosphate de chaux. Le procédé d'extraction est fort long. Voici en quoi il consiste : on choisit autant que possible des os poreux, et surtout des os de mouton et de veau ; on les calcine à l'air jusqu'à ce que toutes les matières organiques soient détruites et qu'il ne reste plus que la partie minérale de l'os. Celle-ci est broyée avec soin, tamisée, puis délayée avec de l'eau dans une terrine de grès, et transformée en une bouillie liquide sur laquelle on verse les $\frac{5}{6}$ de son poids d'acide sulfurique concentré. Pour bien apprécier ce qui se passe alors, il est nécessaire de connaître toutes les substances qui se trouvent en présence. Les os calcinés sont formés de 76 à 77 parties de phosphate de chaux, de 20 parties environ de carbonate d

chaux, d'une très-petite quantité de chlorure de sodium et de plusieurs autres principes que l'on peut négliger. L'acide sulfurique, en agissant sur le carbonate de chaux, chasse l'acide carbonique qui se dégage avec une vive effervescence, et s'empare de la base en se transformant en sulfate de chaux; son action sur le chlorure de sodium donne lieu à la formation de sulfate de soude et à un dégagement de gaz acide chlorhydrique qui forme quelques vapeurs blanches; quant au phosphate de chaux, ce sel perd la moitié de sa base qui lui est également enlevée par l'acide sulfurique, et se trouve transformé en phosphate acide de chaux.

Pendant que cette réaction se passe, la masse acquiert de la consistance par suite de l'absorption de l'eau par le sulfate de chaux qui s'est formé; on y ajoute une nouvelle quantité d'eau, puis on abandonne la masse pendant vingt-quatre heures, en ayant soin de la remuer de temps en temps avec une spatule de bois. Au bout de ce temps, on l'étend d'une grande quantité d'eau, de manière à dissoudre le phosphate acide, et on sépare la liqueur du dépôt par décantation. Cette liqueur est filtrée, puis évaporée dans une chaudière de plomb jusqu'en consistance sirupeuse. Sous cet état, la petite quantité de sulfate de chaux qui avait été dissoute, peut être isolée en jetant sur la masse trois ou quatre fois son poids d'eau bouillante, filtrant la liqueur et l'évaporant de nouveau dans la chaudière de plomb jusqu'en consistance mielleuse. La masse que l'on obtient alors est entièrement composée de phosphate acide de chaux, sel formé de deux proportions d'acide phosphorique et d'une proportion d'oxyde de calcium; c'est de ce sel que l'on extrait le phosphore.

Pour cela, on ajoute au phosphate acide de chaux le quart de son poids de charbon pulvérisé, et on porte le mélange à une température rouge dans une bassine de fonte, afin de le dessécher; on s'arrête quand on voit apparaître des lueurs phosphorescentes, et on introduit ce mélange dans une cornue de grès lutée que l'on emplit aux $\frac{3}{4}$ ou aux $\frac{4}{5}$. Cette cornue est placée dans le laboratoire d'un fourneau à réverbère, et munie d'une allonge très-inclinée que l'on fait rendre dans un ballon à moitié rempli d'eau. — Tout étant bien disposé, et les luts étant bien secs, on chauffe l'appareil avec précaution; lorsque la cornue est portée au rouge, il se dégage du gaz oxyde de carbone et du gaz hydrogène carboné; ce dernier provient de la décomposition par le charbon d'une partie de l'eau qui est contenue dans le phosphate acide de chaux; les vapeurs de phosphore ne commencent à se dégager que plusieurs heures après le commencement de l'opération, si toutefois elle a été bien conduite, et si la cornue a été constamment maintenue au rouge; ces vapeurs se condensent dans l'allonge ou dans le récipient. — Si, pendant le cours de l'opération, le dégagement des gaz se ralentit, c'est un signe qu'il faut élever la température en surmontant la cheminée du fourneau d'un long tuyau en tole. Sur la fin de l'opération il se dégage un mélange d'acide carbonique et d'un gaz qui paraît formé d'oxyde de carbone combiné à une certaine quantité de phosphore et peut-être d'hydrogène. Ce gaz est spontanément inflammable à l'air.

Lorsqu'il ne se dégage plus de gaz, l'opération est terminée : le phosphore est solidifié dans le fond du récipient; mais il est impur et coloré en rouge jaunâtre par du phosphure de carbone, dit-on. Pour le purifier, on le place dans une peau de chamois dont on fait un nouet bien solide que l'on place dans une terrine contenant de l'eau chauffée à + 50° environ. Le phosphore entre en fusion et passe à travers les pores de la peau de chamois, quand on comprime celle-ci entre les branches d'une pince en fer : les matières qui le coloraient restent dans le nouet. Le phosphore est alors transparent et peut être moulé en cylindres; pour cela on se sert d'un tube de verre creux, débouché par les deux bouts, et dont on plonge l'une des extrémités dans la masse du phosphore recouverte d'eau; on aspire avec la bouche en prenant les précautions nécessaires pour que le phosphore ne parvienne pas jusqu'à cette cavité; on ferme l'extrémité inférieure avec un doigt, et on porte le tube dans un seau d'eau froide. Lorsque le phosphore est solidifié, on le fait sortir du tube en le poussant avec une petite tige de fer, puis on le coupe en morceaux que l'on conserve dans de l'eau distillée privée d'air par l'ébullition. Il faut, pendant toutes ces opérations, éviter avec le plus grand soin de mettre le phosphore fondu en contact avec l'air; car il s'enflammerait, et l'opérateur courrait les plus grands dangers.

Dans l'extraction du phosphore, le carbone n'agit que sur l'excès d'acide du phosphate acide de chaux; il s'empare de

son oxygène et met à nu le phosphore qui se volatilise. Il reste dans la cornue une masse formée de phosphate neutre de chaux et de l'excès de charbon.

Propriétés. Le phosphore est solide à la température ordinaire, transparent lorsqu'il est pur, flexible, facile à être rayé par l'ongle et à être coupé par les instruments tranchants. Sa densité spécifique est de 1,77. Dans l'obscurité et au contact de l'air, il est toujours lumineux; c'est cette propriété qui lui a fait donner le nom de phosphore, qui signifie *porte-lumière*. — Il entre en fusion à $+43°$. Exposé à une chaleur de 60 à 70° et refroidi subitement il devient noir; il redevient incolore par la fusion. Toutefois ce curieux phénomène ne peut être obtenu, selon M. Thénard, qu'avec du phosphore qui a été distillé au moins trois à quatre fois, et dans certains cas huit à dix fois. — Soumis à une température de $+200°$, le phosphore entre en vapeur et peut être distillé; cette distillation ne doit se faire ni sans précaution ni sur des quantités considérables, car la facilité avec laquelle ce corps entre en combustion, et l'énergie avec laquelle il brûle, pourraient la rendre dangereuse. Cette opération se pratique à l'aide d'une cornue privée d'air dont le bec plonge dans un récipient presque plein d'eau très-chaude.

Les rayons solaires colorent le phosphore en rouge : ce changement survient aussi à la lumière diffuse, mais plus lentement; il paraît dû, suivant M. Vogel, à la formation d'un peu d'oxyde rouge de phosphore. Comme ce phénomène se produit également dans le vide, et dans des gaz dépourvus d'oxygène, on ne peut en trouver l'explication qu'en admettant que le phosphore retient un peu d'eau qui se décompose lentement et fournit l'oxygène propre à la formation de l'oxyde rouge de phosphore. — Si l'on élève un peu la température du phosphore lorsqu'il est exposé à l'air, il prend feu et brûle avec une flamme blanche très-éclatante, et en produisant une fumée blanche entièrement composée d'acide phosphorique. Ce phénomène commence à se produire à $+27°$. A la température ordinaire la combustion du phosphore est lente, se fait sans flamme et donne lieu à de l'acide hypophosphorique : on a mis cette propriété du phosphore à profit pour faire l'*analyse de l'air*. Mais ce qu'il y a de remarquable, c'est que cette combustion lente ne peut avoir lieu dans de l'oxygène pur et soumis à la pression ordinaire de l'atmosphère ; ce gaz a besoin d'être raréfié, soit par une diminution de pression, soit par son mélange avec un gaz impropre à la combustion. Quand on introduit du phosphore dans le vide barométrique et que l'on y fait ensuite passer quelques bulles de gaz oxygène, la combustion lente s'opère très-facilement; en général, ce phénomène se produit d'autant mieux que l'oxygène est plus raréfié, mais il cesse d'avoir lieu à $+5°$ et au-dessous. C'est M. Bellani de Monza qui a fait le premier ces intéressantes remarques.

Usages. On se sert du phosphore pour analyser l'air et déterminer la quantité d'oxygène libre dans les mélanges gazeux. On s'en sert encore pour la construction des briquets phosphoriques. La manière la plus simple de faire ces briquets consiste à faire fondre sous l'eau des petits fragments de phosphore introduits, soit dans un petit cylindre de plomb fermé avec un bouchon du même métal, soit dans un petit flacon de cristal bouché à l'émeri. Quand on veut se procurer de la lumière on enlève quelques atomes de phosphore en grattant ce corps avec l'extrémité d'une allumette soufrée ordinaire, que l'on frotte ensuite sur un morceau de liége ou de gros drap pour en élever la température et faire allumer le phosphore. — Quelquefois on ajoute au phosphore environ un quinzième de son poids de magnésie calcinée, et on maintient pendant une demi-heure environ ce mélange en fusion à une douce chaleur sur un bain de sable. La magnésie divise la masse du phosphore et absorbe l'eau qui peut rester; d'un autre côté, le phosphore se convertit en partie en oxyde rouge très-combustible, et le mélange acquiert des qualités inflammables qu'il n'avait pas auparavant. Cette composition met le feu aux allumettes soufrées, sans qu'il soit nécessaire de frotter celles-ci ; mais cette grande combustibilité rend ces briquets fort dangereux.

Action du phosphore sur l'économie animale. Administré inconsidérément, le phosphore est un poison très-violent, qui agit en désorganisant les parties avec lesquelles il est en contact; donné à petites doses, il agit comme un excitant très-puissant, dont l'action très-prompte, mais peu durable, paraît se porter principalement sur le système nerveux, et surtout sur les organes de la génération, en excitant l'appétit vénérien, ainsi que

l'ont constaté MM. Alphonse Leroy, Pelletier et Bouttatz. On l'a employé avec succès dans des cas de fièvres adynamiques avec prostration extrême des forces, dans certaines paralysies, dans les affections goutteuses et rhumatismales rebelles, l'aménorrhée, la chlorose, la syncope, etc., etc.; on l'administre à la dose d'un grain au plus par jour dissout dans de l'éther sulfurique. En résumé, c'est un médicament dangereux et infidèle, dont l'emploi exige la plus grande prudence. (Voyez la *Bibliothèque de thérapeutique* de M. Bayle.)

Historique. La découverte du phosphore remonte à 1669, est due à Brandt, alchimiste à Hambourg, et est le résultat des recherches auxquelles cet homme se livrait pour trouver la *pierre philosophale*, c'est-à-dire le secret de transformer en or et en argent les métaux que l'on nommait alors *vils et imparfaits.* Brandt s'était imaginé qu'en ajoutant de l'extrait d'urine humaine aux métaux qu'il voulait convertir en or, il réussirait dans son entreprise; mais au lieu de parvenir à ses fins, il reconnut que le produit de l'évaporation de ce liquide, calciné fortement avec du charbon dans des vases fermés, donnait pour produit un corps jusqu'alors inconnu, lumineux dans l'obscurité et spontanément inflammable à l'air : c'était le phosphore. — La préparation de ce corps fut tenue secrète et transmise seulement à quelques initiés jusqu'en 1737, époque à laquelle un étranger, possesseur du secret, vint à Paris, le vendit au gouvernement et exécuta son expérience devant quatre commissaires nommés par l'académie. Pendant long-temps le phosphore fut retiré de l'urine humaine; aussi était-il rare et cher, et ne le trouvait-on que dans les laboratoires des principaux chimistes. Mais en 1769, c'est-à-dire un siècle juste après la découverte de ce corps, Gahn, chimiste suédois, reconnut que les os des animaux étaient formés d'une grande quantité de phosphate de chaux, et ne tarda pas à publier, avec son compatriote Schéele, un procédé qui permit de s'en procurer des quantités assez considérables.

§ VII. Soufre.

Ce corps est connu de temps immémorial : il existe dans la nature à l'état natif et à l'état de combinaison. — Le soufre natif se trouve tantôt cristallisé, tantôt en masse compacte dans les pays volcanisés, dans quelques roches quartzeuses des terrains primitifs et intermédiaires; il se rencontre encore dans les montagnes secondaires associé à du sulfate de chaux. Le soufre combiné est beaucoup plus commun que le soufre natif; il fait partie d'un grand nombre de sulfates et de sulfures naturels, parmi lesquels on peut citer les sulfures de fer, de plomb, de mercure, d'antimoine, de cuivre, de zinc, etc., le sulfate de chaux (pierre à plâtre), l'alun, les sulfates de potasse, de soude, de magnésie, etc., etc. — Le soufre, combiné à l'hydrogène, forme la base des eaux sulfureuses. — Enfin, on le trouve encore dans le règne organique.

Extraction. Le soufre s'extrait des terres où il existe à l'état natif, ou des combinaisons qu'il forme avec le fer et le cuivre. — Le premier procédé s'exécute de la manière suivante : on emplit de morceaux de mine de la grosseur du poing des pots de terre cuite de vingt litres de capacité placés les uns à côté des autres dans un long fourneau appelé *galère ;* ces pots communiquent par une ouverture supérieure et latérale, et à l'aide d'un tuyau, avec d'autres pots oblongs qui sont placés hors du fourneau, servent de récipient et sont percés inférieurement d'un trou qui est situé au-dessus d'une tinette pleine d'eau. Les pots du fourneau sont bouchés supérieurement avec un couvercle en terre luté avec soin. Par l'action de la chaleur, le soufre se volatilise et vient se rendre dans les récipients où il se condense, et de là dans les tinettes où il se fige. — Obtenu de cette manière, il prend le nom de *soufre brut* et contient environ $\frac{1}{12}$ de matière terreuse qu'il a entraînée. — On le purifiait autrefois en le fondant dans une chaudière de fonte et le tenant en fusion jusqu'à ce que les impuretés fussent déposées; puis on le coulait dans des moules cylindriques en sapin pour lui donner la forme qu'il affecte dans le commerce (soufre en canon). Aujourd'hui cette purification s'obtient en distillant le soufre brut dans une grande chaudière de fonte surmontée d'un chapiteau voûté qui communique par une ouverture latérale avec une chambre qui sert de récipient; cette chambre est munie de soupapes qui s'ouvrent de dedans en dehors, et de conduits pourvus de robinets à la partie inférieure et au niveau du sol. Au moyen de cet appareil on peut faire à volonté du soufre en masse ou de la *fleur de soufre* (*soufre sublimé*), suivant la quan-

tité de soufre que l'on distille dans un temps donné.

Le second procédé d'extraction du soufre s'exécute en plaçant sur un lit de bois un grand nombre de fragments de sulfure de cuivre mêlés avec de l'argile et disposés en pyramides tronquées, au milieu desquelles se trouve un canal qui permet d'introduire des tisons enflammés : par l'élévation de la température, le métal passe à l'état d'oxyde, et le soufre se transforme en partie en gaz acide sulfureux qui se dégage, tandis qu'une autre partie vient se condenser dans des cavités pratiquées sur le plateau du sommet.

Propriétés. Le soufre est solide, très-cassant, sans odeur, sans saveur, d'une belle couleur jaune-citron; sa densité spécifique est de 1,99. Il est un mauvais conducteur du fluide électrique et du calorique et s'électrise résineusement par le frottement. Il entre en fusion à +108° et peut cristalliser par le refroidissement en belles aiguilles jaunes. Chauffé à +160° il s'épaissit et prend une teinte rougeâtre; au-dessus de 250° il se liquéfie de nouveau, et peut enfin se gazéifier à +440°. D'après les travaux de MM. Dumas et Mitscherlich, le soufre gazeux a une densité de 6,654, et contient trois fois plus d'atomes qu'un volume égal d'oxygène. La vapeur de soufre peut se condenser sous forme de petits cristaux soyeux d'un beau jaune, qui portent le nom de *fleurs de soufre*. Ces cristaux contiennent presque toujours un peu d'acide sulfureux dont on les débarrasse en les agitant avec de l'eau. — Le soufre, maintenu pendant quelque temps à une température de 190° environ et refroidi subitement en le projetant dans de l'eau froide, conserve après son refroidissement une mollesse qui permet de le pétrir comme de la cire et de l'utiliser pour prendre des empreintes.

A la température ordinaire, l'air sec et humide, l'oxygène et l'eau sont sans action sur le soufre ; à une température élevée, le soufre brûle avec une flamme bleuâtre et absorbe l'oxygène en se transformant en gaz acide sulfureux, reconnaissable à son odeur suffocante.

Usages. Le soufre sert pour faire des allumettes, pour fabriquer la poudre à canon, blanchir la soie, la laine et la paille par l'action de l'acide sulfureux gazeux ; il sert encore pour préparer une foule de produits chimiques et pharmaceutiques. — La médecine l'utilise dans un grand nombre de circonstances. Administré à l'intérieur à doses altérantes, le soufre active la chaleur animale, la fréquence du pouls, les sécrétions bronchique et cutanée ; dans ce cas, toutes les excrétions acquièrent l'odeur fétide du gaz sulfhydrique. On s'est loué de ses bons effets dans le traitement de certaines affections catarrhales, des engorgements scrofuleux, de l'aménorrhée, de la paralysie produite par les émanations mercurielles ou saturnines. Mais c'est surtout contre les maladies de la peau et dans le traitement des dartres, de la gale, etc., que ce médicament devient véritablement précieux : on l'applique alors à l'extérieur sous forme de pommades, d'onguent, de liniments, etc. Combiné à l'hydrogène il fait la base des eaux sulfureuses si avantageusement employées dans une foule de circonstances.

§ VIII. Sélénium.

Le sélénium est un corps simple encore très-rare qui a été découvert en 1817 par M. Berzélius. Il a été remarqué pour la première fois à l'état de combinaison avec le cuivre dans la pyrite de Fahlun, en Suède ; plus tard, le même chimiste l'a trouvé combiné au cuivre et à l'argent dans un minéral qui a été désigné sous le nom d'*eukairite*, et qui fait partie d'une mine de cuivre abandonnée à Skrickerum en Smoland. Enfin, M. Zinken l'a trouvé uni au cobalt, au plomb, au cuivre et au mercure dans la partie orientale du Hartz.

Extraction. Pour obtenir le sélénium on place le séléniure métallique dans une cornue de verre tubulée que l'on chauffe tout doucement, et dans laquelle on fait arriver du chlore sec par la tubulure. Les métaux sont transformés en chlorures, et le sélénium lui-même se combine au chlore et forme un chloride de sélénium très-volatil qui vient se condenser dans le col de la cornue. On dissout le chloride dans l'eau qui le décompose en se décomposant elle-même ; il en résulte de l'acide chlorhydrique et l'acide sélénieux. On ajoute ensuite à la liqueur de l'acide chlorhydrique liquide, puis du sulfite d'ammoniaque. Ce sel est décomposé par l'acide chlorhydrique qui s'empare de l'ammoniaque et met à nu l'acide sulfureux ; celui-ci, en raison de sa grande affinité pour l'oxygène, décompose l'acide sélénieux, se transforme en acide sulfurique aux dépens de son oxygène et précipite le sélénium sous forme de flocons rougeâtres qui sont ensuite recueillis, lavés et fondus.

Propriétés. Le sélénium est solide à la température ordinaire, insipide, inodore, très-fragile et d'une couleur gris de plomb. C'est un très-mauvais conducteur du calorique et de l'électricité ; sa densité est de 4,32. Sa poudre a une couleur rouge foncée. Ce corps se ramollit à + 100°, et entre en fusion complète à quelques degrés au-dessus. Si on le retire du feu il redevient mou et peut alors se laisser pétrir comme de la cire d'Espagne et se tirer en longs fils translucides et élastiques. — Chauffé fortement dans une cornue, le sélénium entre en ébullition au-dessous de la chaleur rouge, et se transforme en un gaz d'un jaune foncé qui se condense bientôt en gouttelettes noirâtres. Si l'expérience se fait dans un grand ballon, le sélénium forme une fumée rouge inodore, qui se dépose en une poudre fine de la même couleur, analogue à de la fleur de soufre.

§ IX. Chlore.

Le chlore est un corps qui existe abondamment dans la nature, mais toujours à l'état de combinaison. Le sel de cuisine n'est autre chose qu'un composé de chlore et de sodium ; il se trouve encore fréquemment uni au calcium, au magnésium ; quelquefois, mais rarement, au cuivre et à l'argent. Séparé de ses combinaisons, il est toujours gazeux.

Extraction. On l'obtient par deux procédés.—Le premier consiste à traiter l'acide chlorhydrique par le bioxyde de manganèse : on introduit une partie d'oxyde pulvérisé et cinq à six parties d'acide liquide dans un petit matras terminé par un tube recourbé qui s'engage sous des cloches placées sur la cuve à eau; on chauffe très-légèrement le matras, et le dégagement du chlore a lieu. 60 grammes d'oxyde de manganèse peuvent produire environ 20 litres de chlore. Voici ce qui se passe dans cette opération : l'acide chlorhydrique est formé de parties égales en atomes de chlore et d'hydrogène ; le bioxyde de manganèse est formé de deux atomes d'oxygène et d'un atome de manganèse. Il faut quatre atomes d'acide pour décomposer un atome d'oxyde. Les quatre at. d'hydrogène provenant des quatre at. d'acide chlorhydrique s'unissent aux deux at. d'oxygène et forment deux at. d'eau. Les quatre at. de chlore se divisent en deux parties : deux at. s'unissent au manganèse et forment un at. de chlorure de manganèse, les deux autres at. se dégagent à l'état de gaz. Toutes ces réactions sont résumées dans la formule suivante :

$$MnO^2 + 4\,HCh = MnCh^2 + 2\,H^2O + Ch^2$$

Le second procédé est plus économique; il consiste à traiter le sel marin (chlorure de sodium) par l'acide sulfurique et le bioxyde de manganèse. On prend une partie de bioxyde, 1 ½ de sel que l'on pile ensemble dans un mortier de fer, et que l'on introduit dans un matras ; on verse par-dessus deux parties d'acide sulfurique concentré et deux parties d'eau préalablement mêlées à l'acide ; on bouche, comme dans l'opération précédente, le matras avec un bouchon muni d'un tube recourbé qui va s'engager sous des cloches placées sur la cuve à eau ; en chauffant légèrement, la réaction a lieu; il se dégage du chlore qui peut être reçu sous les cloches, et il se forme du sulfate de soude et du protosulfate de manganèse qui restent dans l'appareil. Dans cette opération l'eau se décompose ; son oxygène se porte sur le sodium et forme du protoxyde de sodium qui s'unit à une partie de l'acide sulfurique pour former du sulfate de soude. (Les mots *soude* et *protoxyde de sodium* sont synonymes.) L'hydrogène de l'eau s'unit au chlore du chlorure de sodium et forme de l'acide chlorhydrique qui réagit à son tour sur le bioxyde de manganèse ; ce dernier perd la moitié de son oxygène qui va s'unir à l'hydrogène de l'acide chlorhydrique pour former de l'eau et mettre en liberté le chlore gazeux ; le bioxyde de manganèse, ramené à l'état de protoxyde, s'unit à une proportion convenable d'acide sulfurique et forme du protosulfate de manganèse. Voici la formule de cette réaction :



$$NaCh^2 + 2\,SO^3 + MnO^2 = Ch^2 + NaO,SO^3 + MnO,SO^3.$$

Dans cette formule on ne suppose pas la décomposition et la recomposition de l'eau ; on admet que le bioxyde de manganèse cède la moitié de son oxygène au sodium, et que de là résultent les deux protoxydes, puis la formation des deux sulfates et le dégagement du chlore. C'est en effet ce qui se passerait si le contact des corps réagissants était intime ; mais il n'en est pas ainsi. Il est si vrai que dans l'opération il y a décomposition de l'eau et formation d'acide chlorhydrique, que si l'on n'ajoutait pas deux parties d'eau au mélange pour retenir cet acide il se dégagerait presque entièrement sous forme de vapeurs.

Propriétés. Le chlore, ainsi nommé à cause de sa couleur, est un gaz jaune verdâtre, d'une odeur forte, désagréable et tout-à-fait caractéristique, d'une densité de 2,4216. La flamme des bougies que l'on plonge dans ce gaz pâlit en s'agrandissant, prend une teinte rouge et s'éteint. Lorsque le chlore gazeux est humide, il peut se congeler, même au-dessus de zéro, et former un hydrate qui a été signalé par MM. Gay-Lussac et Thénard, et que M. Faraday regarde comme formé de 27,7 de chlore et de 72,3 d'eau : cet hydrate desséché entre des feuilles de papier Joseph et chauffé dans un tube de verre scellé à la lampe, donne lieu à la formation de deux liquides, l'un de couleur jaune pâle, qui est de l'eau, et l'autre de couleur jaune-verdâtre foncée, qui paraît être du chlore pur. Cette expérience, qui est due à M. Faraday, prouve donc que le chlore peut être liquéfié.

Le calorique et l'électricité sont sans action sur lui lorsqu'il est bien sec ; mais quand il est humide la vapeur d'eau qu'il contient se décompose et transforme le chlore en acide chlorhydrique. On peut vérifier ce résultat en faisant passer à travers un tube de porcelaine chauffé au rouge un courant de gaz chlore et de vapeur d'eau et faisant communiquer l'extrémité opposée du tube avec un appareil propre à recueillir les gaz sous l'eau. La vapeur d'eau est décomposée par le chlore sous l'influence du calorique; l'hydrogène s'unit au chlore et forme du gaz acide chlorhydrique qui vient se dissoudre dans l'eau de la terrine qui termine l'appareil ; le gaz oxygène est mis à nu et vient se rendre sous la cloche où on peut le recueillir et l'étudier. — Ce résultat rend compte du motif qui avait engagé les anciens chimistes à considérer le chlore comme un *composé* d'acide muriatique (chlorhydrique) et d'oxygène.

L'air et l'oxygène se mêlent au chlore sans l'altérer ; il n'en est pas de même de l'hydrogène qui a une grande affinité pour le chlore et qui s'y combine en formant de l'acide chlorhydrique. Cette combinaison se fait rapidement et avec détonnation sous l'influence de la lumière solaire, et de l'étincelle électrique ; elle a lieu plus lentement à la température ordinaire et à la lumière diffuse. Le chlore a une telle affinité pour l'hydrogène qu'il enlève ce corps à presque tous les autres. On rend cette affinité manifeste en faisant agir le chlore sur les matières colorantes végétales et animales. Ces couleurs sont immédiatement détruites par suite de l'absorption par le chlore d'une partie de l'hydrogène qui entrait dans leur composition. On a mis cette circonstance à profit pour détruire les miasmes et les germes putrides qui existent quelquefois dans l'air.

L'eau en dissout à la température de +20°, et sous la pression de 0^m,76, une fois et demie son volume. Cette solution peut se faire à l'aide de l'appareil représenté fig. 24. On dégage du chlore d'un ballon par l'action de l'acide chlorhydrique sur le bioxyde de manganèse : ce gaz vient se rendre dans un premier flacon contenant un peu d'eau destinée à le laver et à le débarrasser de la petite quantité d'acide chlorhydrique qu'il aurait pu entraîner ; de là le chlore se rend dans un second flacon plus grand et presque plein d'eau, que l'on maintient à une température basse en l'entourant de linges mouillés et fréquemment renouvelés; la portion de chlore qui se trouve en excès se dégage par un tube de décharge qui se rend dans la cheminée du laboratoire. — La solution aqueuse de chlore a la couleur et l'odeur du chlore gazeux et la même action sur les matières colorantes organiques : refroidie à deux ou trois degrés au-dessus de zéro, il s'y produit des cristaux lamelleux, d'un jaune foncé, qui sont composés de beaucoup plus de chlore et de moins d'eau que la solution elle-même. Cette solution s'altère promptement quand on la laisse exposée à la lumière ; le chlore décompose l'eau, se tranforme en acide chlorhydrique et dégage l'oxygène. C'est pour cela qu'il est nécessaire de tenir cette solution à l'abri de la lumière, en la mettant dans un endroit obscur et en recouvrant de papier noir le flacon destiné à la contenir.

Usages. Le chlore sert à blanchir les toiles, les estampes, la pâte du papier, et à désinfecter l'air corrompu par des miasmes de nature organique.— La médecine légale l'utilise quelquefois pour décolorer certains liquides qui contiennent des poisons.

Action sur l'économie et emploi thérapeutique. Le chlore gazeux respiré pur cause promptement la mort ; mêlé à l'air il irrite violemment les voies aériennes, produit la toux, de l'hémoptysie et un sentiment de strangulation. — Appliqué sur la peau à l'aide d'un appareil proposé par M. Wallace, il jouit d'une action stimulante très-énergique et ne tarde pas à rendre l'organe cutané le siége de pico

tements assez vifs, de prurit et d'une transpiration abondante : la peau se couvre ensuite de pustules très-petites, plus ou moins rapprochées; et, si l'application du chlore est continuée trop longtemps, il en résulte une douleur violente et de la rougeur. — M. Wallace propose d'employer les bains de chlore gazeux pour combattre les engorgements chroniques du foie non accompagnés de symptômes inflammatoires : il assure en avoir obtenu de grands avantages. M. Gannal a proposé de faire inspirer ce gaz à doses extrêmement faibles pour combattre la phthisie pulmonaire et les catarrhes pulmonaires chroniques. — Liquide et concentré, ce médicament est employé avec beaucoup de succès contre certaines éruptions herpétiques. Étendu d'eau on l'emploie quelquefois dans le traitement des fièvres typhoïdes, du scorbut, de quelques phlegmasies cutanées, de certaines diarrhées chroniques, etc. MM. Cluzel et Brugnatelli, chacun de leur côté, l'ont vanté dans le traitement des personnes mordues par des animaux enragés. MM. Thénard et Cluzel assurent que l'immersion des mains dans ce liquide et des lotions sur les parties affectées suffisent pour guérir les affections psoriques les plus invétérées. — Enfin le meilleur moyen de combattre l'empoisonnement par l'acide cyanhydrique, consiste à faire respirer aux personnes empoisonnées du chlore liquide étendu de quatre parties d'eau.

Historique. Le chlore a été découvert en 1774 par Schéele, qui lui a d'abord donné le nom d'*acide marin déphlogistiqué.* A la réforme de la nomenclature chimique, il a reçu le nom d'*acide muriatique oxygéné;* Kirwan le nomma ensuite gaz *oxy-muriatique.* Jusqu'alors on le considérait comme formé d'oxygène et de l'acide du sel marin que l'on nommait alors *acide muriatique.* En 1809, MM. Gay-Lussac et Thénard annoncèrent, à la suite d'expériences répétées, que l'acide muriatique oxygéné, qui était généralement regardé comme un corps composé, pouvait être considéré comme un corps simple, et que tous les phénomènes qu'il présentait s'expliquaient facilement dans cette hypothèse. Dix-huit mois après, cette opinion fut prouvée par M. Davy, qui proposa de lui donner le nom qu'il porte aujourd'hui.

§ X. Brôme.

Le brôme a été découvert en 1826 par M. Balard, dans les eaux-mères des marais salants, où il existe en combinaison avec le magnésium. Depuis cette époque, on l'a découvert dans les eaux de plusieurs salines, dans les eaux de la mer à l'état de brômures de sodium, de magnésium et de calcium, dans les eaux du lac Asphaltique, dans les eaux minérales de Bourbonne-les-Bains, de Lons-le-Saunier, dans l'éponge, un minerai de zinc, certaines plantes marines, etc. Il existe aussi à l'état de brômure dont on ne connaît pas le métal, dans les eaux thermales d'Albano.

Extraction. On fait passer un courant de gaz chlore dans les eaux-mères qui contiennent le brôme à l'état de combinaison avec des métaux. Le chlore, en raison de sa plus grande affinité pour ces derniers, s'en empare et met le brôme en liberté : celui-ci reste en solution dans l'eau-mère et la colore en rouge pâle. Cette première opération faite, on agite l'eau-mère avec de l'éther sulfurique qui s'empare du brôme et forme une teinture qui par le repos vient surnager l'eau-mère décolorée. On décante cette teinture et on la traite par une solution de potasse caustique qui la décolore à son tour. La potasse agit sur le brôme et donne lieu à la formation de deux nouveaux produits, savoir : du brômure de potassium soluble et du brômate de potasse qui l'est peu et se précipite. Dans cette réaction, une partie seulement de la potasse (protoxyde de potassium) perd son oxygène : celui-ci s'unit à une partie du brôme pour former de l'acide brômique qui s'unit à la portion de potasse non décomposée et forme du brômate de potasse. Le potassium, qui provient de la décomposition de la première partie de potasse, s'unit au reste du brôme et donne naissance au brômure de potassium.

Formule : $12\ Br. + 6\ KO = 5\ K\ Br.^2 + KO, Br.^2\ O5$

En filtrant la liqueur, on obtient le brômure de potassium; on le mélange avec le tiers de son poids de bioxyde de manganèse, et on le traite par l'acide sulfurique et l'eau dans une cornue munie d'un ballon contenant un peu d'eau; le brôme se dégage sous forme de vapeurs jaunes-rougeâtres qui viennent dans le ballon se condenser en un liquide qui tombe au fond de l'eau. — Les phénomènes qui se passent dans cette opération sont semblables à ceux qui ont lieu dans l'extraction du chlore par la

réaction mutuelle de l'acide sulfurique, du chlorure de sodium et du bioxyde de manganèse (*voyez* CHLORE).

Propriétés. A la température ordinaire, le brôme est un liquide d'un rouge-brun qui paraît noir par réflexion et rouge-hyacinthe par réfraction. Son odeur est forte, désagréable et a quelque analogie avec celle de l'oxyde de chlore; sa densité = 2, 966; il entre en ébullition à + 47° et forme des vapeurs rouges; il se solidifie en une masse cristalline à — 20°. La flamme d'une bougie introduite dans la vapeur du brôme devient verte à sa base, rouge à sa partie supérieure et s'éteint bientôt après. — Il a peu d'affinité pour l'oxygène, mais il en a beaucoup pour l'hydrogène, moins pourtant que le chlore. — Il est peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther.

Le brôme agit sur l'économie à la manière des poisons irritants.

§ XI. IODE.

L'iode a été découvert en 1813 par M. Courtois. Ses propriétés ont été reconnues par M. Clément, et soumises à un examen plus approfondi par M. Gay-Lussac qui lui a donné le nom qu'il porte, nom qui rappelle la couleur de sa vapeur (ιωδης, violet). Il a d'abord été découvert dans la soude de varecks et dans les cendres des *fucus* qui croissent sur le bord de la mer. Depuis, il a été trouvé dans les éponges, dans plusieurs eaux salées, dans plusieurs mollusques marins, certains polypiers. Vauquelin l'a trouvé uni à l'argent dans une mine de Mexico. L'iode existe partout à l'état d'iodure.

Extraction. L'iode se retire de l'eau-mère de la soude de varecks, qui contient une certaine quantité d'iodure de potassium. On traite cette eau-mère par un excès d'acide sulfurique concentré dans une cornue munie d'une allonge et d'un ballon. Par l'action d'une douce chaleur, l'iode se dégage en formant des vapeurs violettes très-belles qui viennent se condenser dans le col de la cornue et dans l'allonge sous forme de paillettes noirâtres et cristallines. Il reste dans la cornue l'excès d'acide sulfurique et du sulfate de potasse. Les phénomènes qui se passent d'abord sont semblables à ceux qui se produisent dans l'extraction du chlore et du brôme, c'est-à-dire que l'eau est décomposée et que ses éléments s'unissent à ceux de l'iodure de potassium pour former de l'acide iodhydrique et de la potasse. Mais ici les phénomènes deviennent plus compliqués : à mesure que l'acide iodhydrique se forme, cet acide est décomposé par l'acide sulfurique; il en résulte de l'acide sulfureux qui se dégage à l'extrémité de l'appareil, de l'eau qui est absorbée par l'excès d'acide sulfurique, et enfin de l'iode qui forme les vapeurs violettes.

Formule : $KI^2 + 2SO^3 = I^2 + KO, SO^3 + SO^2$.

On peut, suivant M. Wollaston, favoriser la décomposition de l'iodure de potassium en ajoutant une certaine quantité de bioxyde de manganèse au mélange d'eau-mère et d'acide : cet oxyde agit ici comme dans l'extraction du chlore et du brôme.

M. Soubeiran a remarqué qu'il se produit toujours de l'acide iodhydrique dans le premier procédé, et du chloride d'iode dans le second, parce que les eaux-mères contiennent toujours une petite quantité de chlorures qui sont décomposés par l'action de l'acide sulfurique. Dans les deux cas, il y a donc perte d'iode. Pour l'éviter, M. Soubeiran a proposé de transformer les iodures des eaux-mères en iodure de cuivre insoluble, en traitant ces eaux par le sulfate de cuivre et la limaille de fer; puis de recueillir l'iodure de cuivre et d'en former une pâte en le mêlant avec deux fois son poids de bioxyde de manganèse et une quantité suffisante d'acide sulfurique. Cette pâte est introduite dans une cornue et chauffée jusqu'à ce que le dégagement de l'iode ait eu lieu.

Propriétés. A la température ordinaire, l'iode est solide, d'un noir bleuâtre avec éclat métallique. Sa densité spécifique = 4,946 à la température de + 16° 5. Son odeur est désagréable et ressemble à celle du sulfide de chlore. Il tache la peau en jaune foncé, mais cette tache ne tarde pas à disparaître. Il fond à + 107° et entre en ébullition à + 175° en formant de très-belles vapeurs violettes dont la densité, déterminée par M. Gay-Lussac, paraît être de 8,618. — L'air et l'oxygène sont sans action sur lui; son affinité pour l'hydrogène est grande, moins cependant que celle des deux corps précédemment étudiés. L'eau dissout très-peu d'iode (environ $\frac{1}{7000}$). Cette solution exposée à la lumière, se comporte comme celle du chlore, c'est-à-dire qu'elle se décolore, et qu'elle devient acide par suite de la décomposition de l'eau et de la formation d'un peu d'a-

cide iodhydrique. L'eau bouillante entraîne l'iode en vapeurs violettes sans l'altérer. L'alcool et l'éther sulfurique dissolvent l'iode très-facilement et se colorent en brun. Toutes ces solutions mises en contact à celle d'amidon se colorent de suite en beau bleu. L'amidon est un réactif si sensible pour décéler la présence de l'iode *libre* dans un liquide, que, d'après M. Stromeyer $\frac{1}{400000}$ d'iode peut donner au liquide une coloration bleue évidente. — Comme l'iode est assez cher, on le falsifie quelquefois avec du charbon. Il est facile de reconnaître cette fraude, soit en traitant l'iode par l'alcool qui dissout l'iode et non le charbon, soit en en distillant une petite quantité.

Action sur l'économie animale et emploi thérapeutique. L'iode administré à hautes doses est un poison très-irritant; à petites doses, il exerce une action stimulante générale, qui pourtant se fait plus particulièrement sentir sur les muqueuses gastro-intestinales, pulmonaires et surtout génitales. Outre cette action, l'iode en exerce une autre, pour ainsi dire spécifique, sur le corps thyroïde, les glandes mammaires, etc., dont il produit plus ou moins complètement l'atrophie. C'est en raison de cette action qu'on l'emploie dans le traitement du goître et des scrofules; c'est M. Coindet qui le premier a fait connaître l'efficacité de ce medicament dans le traitement de ces maladies. On l'emploie encore comme un puissant emménagogue. (voy. pour l'action thérapeutique de l'iode, la *Bibliothèque de thérapeutique* de M. Bayle.)

§ XII. Fluor ou Phthore.

On donne le nom de fluor au radical inconnu d'un composé que l'on a désigné en minéralogie sous le nom de *spath-fluor*, en raison de sa fusibilité, et auquel Schéele a donné en 1771 le nom de *fluate de chaux*, après en avoir retiré, par l'action de l'acide sulfurique, un acide qu'il considéra alors comme formé d'oxygène et d'un radical inconnu, et qu'il désigna sous le nom d'*acide fluorique*. Les expériences qui ont été faites il y a quelques années sur cet acide ont engagé les chimistes à le considérer comme un hydracide, analogue par sa composition aux acides chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique; par conséquent le composé, désigné autrefois sous le nom de spath-fluor, ne serait pas du fluate de chaux, mais bien un *fluuré* ou *fluorure de calcium*, dont l'acide sulfurique dégagerait un hydracide, comme il le fait à l'égard du chlorure du calcium dans la préparation de l'acide chlorhydrique, c'est-à-dire par la décomposition de l'eau. (V. ACIDE FLUORHYDRIQUE.)

Quelques efforts qu'aient fait les chimistes, et malgré des annonces trompeuses toutes récentes, le fluor n'a pas encore pu être isolé de ses combinaisons. — M. Ampère a proposé de le nommer *phtore*, du grec φθο ριος, *délétère, qui a la force de détruire*. Cette dénomination rappelle l'action énergique que son hydracide exerce sur les tissus organisés et sur les vases de verre dans lesquels on veut le conserver, et qu'il ne tarde pas à corroder.

§ XIII. Azote.

Ce corps est très-répandu dans la nature; il forme près des quatre-cinquièmes de l'air atmosphérique, entre dans la composition de la plupart des matières animales et de quelques matières végétales, et fait partie constituante de quelques sels naturels. Il n'est connu que depuis 1775, et cette connaissance est due à Lavoisier.

Extraction. On retire le gaz azote de l'air atmosphérique. Pour cela, on fait brûler 3 à 4 grammes de phosphore sur une petite capsule de porcelaine, placée elle-même à la surface de l'eau sous une grande cloche destinée à limiter l'air. Le phosphore en brûlant absorbe la presque totalité de l'oxygène; le reste de ce dernier gaz peut être enlevé en introduisant ensuite sous la cloche des bâtons de phosphore, que l'on y laisse jusqu'à ce qu'ils ne soient plus lumineux dans l'obscurité. Après cette première opération, le gaz azote n'est pas encore pur, car il contient de la vapeur de phosphore et tout l'acide carbonique qui existait naturellement dans l'air; on le débarrasse du premier corps en faisant passer sous la cloche une petite quantité de gaz chlore qui s'empare du phosphore et forme un chloride de phosphore soluble dans l'eau. On agite ensuite l'azote dans des flacons avec une solution de potasse caustique qui s'empare tout à la fois de l'acide carbonique et de l'excès de chlore employé. — Après toutes ces opérations, l'azote est parfaitement pur, et doit être conservé dans des flacons de verre bouchés à l'émeri et maintenus renversés de

telle façon que le goulot soit placé dans l'eau.

Propriétés. L'azote pur est gazeux, sans couleur, sans odeur, transparent comme l'air, sans action sur la teinture de tournesol, impropre à la respiration et à la combustion, d'une densité de 0,9757, d'un pouvoir réfringent assez faible; il est peu soluble dans l'eau; il peut s'unir directement avec l'oxygène sous l'influence d'une série d'étincelles électriques, et former des combinaisons non-seulement avec ce corps, mais encore avec l'hydrogène, le chlore, l'iode et le carbone. La combinaison qu'il forme avec ce dernier corps a reçu le nom de *cyanogène*; cette combinaison offre cela de remarquable qu'elle joue, à l'égard des métalloïdes et des métaux le rôle d'un véritable corps simple; ce motif m'engage à l'examiner à la suite des métalloïdes.

§ XIV. Cyanogène.

Ce corps intéressant, nommé encore, il y a quelques années, *azoture de carbone*, désigné actuellement sous le nom de *protoazotide de carbone*, joue dans toutes ses combinaisons un rôle qui lui donne une grande analogie avec le chlore, le brôme et l'iode; il a été découvert en 1815 par M. Gay-Lussac, qui l'a trouvé en examinant l'action de la chaleur sur un composé désigné autrefois sous le nom de *prussiate de mercure*, et que l'on nomme actuellement *cyanure* ou *azo-carbure de mercure.*

Extraction. On obtient le cyanogène en chauffant, dans une petite cornue de verre, du cyanure de mercure bien sec : par l'action de la chaleur, ce composé se ramollit, se boursoufle et laisse dégager le cyanogène sous forme d'un gaz incolore qui vient se rendre sous des petites cloches pleines de mercure. Après l'opération, il reste dans la cornue un résidu noirâtre composé par le mélange de mercure métallique, de cyanure qui n'a pas été attaqué, et de charbon un peu azoté qui provient de la décomposition d'une petite portion de cyanogène. Le gaz obtenu contient toujours un peu d'azote.— Dans cette opération, la chaleur agit comme sur le bioxyde de manganèse dans l'extraction de l'oxygène, c'est-à-dire qu'elle éloigne les molécules du cyanogène de celles du carbone, qu'elle les met hors de leur sphère d'attraction, et qu'elle fait reprendre aux premières leur forme gazeuse; si le cyanure de mercure que l'on emploie contenait un peu d'eau, celle-ci se décomposerait, et donnerait lieu à la formation d'acide carbonique, d'acide cyanhydrique et d'ammoniaque.

Propriétés. Le cyanogène est un gaz incolore, d'une odeur vive et piquante, d'une densité de 1,8064, impropre à la combustion et à la respiration : il s'enflamme à l'approche d'une bougie allumée, et brûle lentement avec une flamme d'un beau bleu pourpré. Cette combustion met l'azote en liberté et transforme le carbone en acide carbonique. Refroidi et soumis en même temps à une pression très-forte, il peut se liquéfier (Faraday), et même se solidifier (Bussy). L'eau, à la température de + 20° et sous la pression ordinaire, en dissout quatre fois et demie son volume, et acquiert une saveur piquante et comme poivrée. L'éther sulfurique et l'essence de térébenthine en dissolvent autant que l'eau; l'alcool pur en prend vingt-trois fois son volume. — La solution aqueuse de cyanogène est d'abord incolore, mais elle perd très-promptement cette transparence, devient jaune, puis brune, et laisse enfin déposer une matière brunâtre, formée en partie de carbonate et cyanhydrate d'ammoniaque, qui proviennent de la décomposition réciproque du cyanogène et de l'eau. Cette solution, fraîchement préparée, rougit la teinture de tournesol; mais la couleur bleue de cette teinture reparaît par la chaleur.

Composition. Le cyanogène résulte de l'union de deux volumes de vapeur de carbone et d'un volume d'azote condensés en un seul volume; son poids atomique doit être représenté par 164,95, savoir, 76,44 de carbone, et 88,51 d'azote. Son signe algébrique est $Az\ C^2$. On peut faire l'analyse du cyanogène en faisant détonner dans l'eudiomètre à mercure 100 volumes de ce gaz avec 250 volumes d'oxygène : on obtient, après la combustion, 100 volumes d'azote, 200 volumes d'acide carbonique, et 50 volumes d'oxygène en excès. Or, 200 volumes d'acide carbonique contiennent 200 volumes de vapeur de carbone : donc 100 volumes de cyanogène sont formés de 200 volumes de vapeur de carbone et de 100 volumes d'azote.

CHAPITRE III.

HISTOIRE DES COMBINAISONS QUE LES MÉTALLOÏDES PEUVENT FORMER ENTRE EUX.

Dans ce chapitre, j'examinerai succes-

sivement les combinaisons que chaque corps simple peut former avec tous les métalloïdes qui le suivent dans l'ordre où ils ont été décrits dans le chapitre précédent. Je ne m'étendrai que sur les composés qui offrent de l'intérêt à la médecine et aux arts.

§ I. Combinaisons de l'oxygène.

1° oxygène et hydrogène. Il y a deux combinaisons d'oxygène et d'hydrogène, savoir : l'eau ou *protoxyde d'hydrogène*, qui a déjà été étudiée; et le *bioxyde d'hydrogène*, dont je vais m'occuper maintenant.

Byoxide d'hydrogène (*eau oxygénée*).

Ce composé remarquable a été découvert en 1818 par M. Thénard, dans ses recherches sur l'action que le deutoxyde de barium exerce sur les acides étendus d'eau.

Préparation. Le procédé que l'on emploie pour obtenir le bioxyde d'hydrogène est long et compliqué. Il faut d'abord se procurer du deutoxyde de barium *bien pur*, condition importante pour le succès de l'opération. On commence par faire dissoudre environ 15 grammes de barite (protoxyde de barium) dans deux décilitres d'eau, contenant une quantité suffisante d'acide chlorhydrique, et placée dans un verre à pied entouré de glace; puis on y projette 12 grammes de deutoxyde de barium humecté et pulvérisé, qui s'y dissolvent sans effervescence, surtout en agitant la liqueur avec une baguette de verre. L'acide chlorhydrique ramène le deutoxyde de barium à l'état de protoxyde pour s'y combiner : de là résultent du chlorure de barium soluble, et de l'oxygène qui, au lieu de se dégager, entre en combinaison avec l'eau et la suroxyde. Quand la dissolution est opérée, on y fait tomber goutte à goutte de l'acide sulfurique pur et concentré jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès ; l'acide sulfurique précipite la barite à l'état de sulfate insoluble. Alors on dissout comme la première fois une nouvelle quantité de deutoxyde de barium dans la liqueur; on précipite de nouveau la barite par l'acide sulfurique, et on jette la liqueur sur un filtre pour la séparer du dépôt de sulfate de barite. — Cette opération étant terminée, on en fait une toute semblable, c'est-à-dire que l'on dissout du deutoxyde de barium dans la liqueur, qu'on y ajoute de l'acide sulfurique pour précipiter la barite, et que l'on ne filtre qu'après avoir fait deux dissolutions et deux précipitations. — On répète ces opérations jusqu'à ce que la liqueur soit chargée de 25 à 30 fois son volume d'oxygène, ce dont il est facile de s'assurer en chauffant une petite quantité de cette liqueur dans un tube rempli de mercure. A chaque filtration, il est nécessaire de mettre le dépôt de sulfate de barite dans un double linge à tissu serré, et de le comprimer fortement, afin de ne pas perdre une partie de l'eau oxygénée. On parvient à charger l'eau de 25 à 30 fois son volume d'oxygène, en dissolvant successivement de 90 à 100 grammes de deutoxyde de barium dans deux décilitres d'eau.

Quand on est arrivé à ce point, on ajoute à la liqueur environ 2 à 3 grammes d'acide phosphorique concentré, et on la sursature par du deutoxyde de barium hydraté; il s'en sépare bientôt des flocons de silice, d'alumine, colorés en jaune par un peu de sous-phosphate de fer et de manganèse; la liqueur doit être promptement séparée par la filtration de toutes ces substances, qui proviennent des creusets où l'on a préparé le deutoxyde de barium, et qui tendraient à la décomposer. Après avoir filtré et comprimé le dépôt comme dans les autres filtrations, il faut précipiter toute la barite par l'acide sulfurique ajouté goutte à goutte en quantité strictement nécessaire, ou très-légèrement en excès, puis filtrer. Après toute cette série d'opérations, la liqueur est amenée à ne contenir que de l'eau ordinaire, de l'eau oxygénée et de l'acide chlorhydrique. Dans cet état, on y verse du sulfate d'argent pur, qui est décomposé par l'acide chlorhydrique : l'hydrogène de ce dernier s'unit à l'oxygène de l'oxyde d'argent, et forme de l'eau; le chlore de l'acide chlorhydrique se combine à l'argent et donne naissance à un chlorure insoluble; l'acide sulfurique est mis en liberté, et remplace l'acide chlorhydrique dans la liqueur. Il faut mettre assez de sulfate d'argent pour décomposer complètement l'acide chlorhydrique, mais pas assez pour que ce sel soit en excès; on éprouvera donc successivement la liqueur par la solution d'azotate d'argent (nitrate d'argent) et par l'acide chlorhydrique liquide.

Il faut actuellement séparer l'acide

sulfurique de la liqueur : à cet effet, on la met dans un mortier de verre entouré de glace, et on y ajoute peu à peu de l'hydrate de barite, ou plutôt de la barite cristallisée, desséchée par l'acide sulfurique dans le vide, et bien broyée. Cette substance s'unit à l'acide sulfurique et forme du sulfate de barite insoluble. Quand la liqueur rougit à peine la teinture de tournesol, on filtre de nouveau. Puis on achève la saturation de l'acide par quelques gouttes d'eau de barite, et on filtre enfin pour la dernière fois.

La liqueur, bien claire, doit alors être considérée comme de l'eau oxygénée étendue d'eau ordinaire : il ne s'agit plus que d'enlever cette dernière. Pour cela, on place le verre à pied qui contient cette liqueur dans une large capsule, aux deux tiers pleine d'acide sulfurique concentré, et on introduit l'appareil dans le vide de la machine pneumatique. L'eau pure, qui est plus volatile, se vaporise la première, de sorte qu'au bout de deux jours, on obtient de l'eau oxygénée très-concentrée. — On reconnaît que la liqueur est aussi concentrée que possible lorsque, chauffée à la température de + 14°, et sous la pression de 0m 76, elle donne 475 fois son volume de gaz.

Propriétés. Le bioxyde d'hydrogène à l'état de pureté est incolore, inodore, d'une saveur un peu styptique, d'une densité de 1, 452. Il détruit en peu de temps la couleur des papiers de tournesol et de curcuma. Il attaque promptement l'épiderme, le blanchit et produit des picottements; il blanchit aussi la langue et épaissit la salive. Il reste liquide à un froid de 30 degrés au-dessous de zéro; la chaleur le décompose promptement en oxygène qui se dégage et en eau ordinaire qui reste dans la liqueur; mais cette décomposition est d'autant moins facile qu'elle est plus avancée. Les éléments de ce corps sont très-peu stables; il se décompose spontanément, à la lumière comme dans l'obscurité; mais cet effet se produit lentement, et demande plusieurs mois à la température ordinaire pour être achevée en grande partie; on le retarde en entourant de glace le bioxyde d'hydrogène.

Les acides retardent la décomposition de ce corps; les oxydes, au contraire, le décomposent, soit en s'appropriant une partie de son oxygène, soit en favorisant seulement le dégagement de ce gaz, soit enfin en se décomposant eux-mêmes. — Le bore, le phosphore, le soufre et l'iode sont sans action sur lui; le charbon de bois réduit en poudre fine le ramène à l'état de protoxyde (eau), en déterminant un dégagement rapide de l'oxygène et une élévation de température; le sélénium s'empare de l'oxygène et passe à l'état d'acide sélénieux.

Plusieurs métaux en limaille, tels que l'argent, le platine, l'or, le palladium, le rhodium, l'iridium, le plomb, le bismuth, etc., décomposent le bioxyde d'hydrogène sans s'altérer eux-mêmes.—Plusieurs autres métaux, tels que l'arsenic, le potassium, le sodium, etc., produisent le même effet en s'emparant d'une partie de l'oxygène. Un grand nombre d'autres corps métalliques sont sans action sur ce composé.

Un centimètre cube d'eau oxygénée, pesant 1 gramme 452, donne par sa décomposition complète 475 centimètres cubes de gaz oxygène, dont le poids équivaut à 0, 680. Si l'on soustrait ce dernier poids de 1, 452, poids du bioxyde d'hydrogène, il reste 0, 772 pour le poids de l'eau ordinaire. Or, celle-ci est composée de 0, 092 d'hydrogène et de 0, 680 d'oxygène, poids égal à celui de l'oxygène séparé. — Par conséquent, le bioxyde d'oxygène est formé de volumes égaux d'oxygène et d'hydrogène, et en poids de 1, 360 d'oxygène et de 0, 092 d'hydrogène.

Usages. L'eau oxygénée est employée pour préparer certains oxydes métalliques que l'on n'obtiendrait pas sans ce moyen : M. Thénard a vu qu'il était possible de transformer le sulfure noir de plomb en sulfate de plomb qui est blanc, et d'utiliser cet effet pour enlever les taches noires de sulfure de plomb qui se forment sur des tableaux à l'huile.

2° Oxygène et Bore. Une seule combinaison, qui est la suivante :

Acide borique. Il existe naturellement en dissolution dans les eaux de plusieurs lacs de Toscane, d'où on l'extrait par l'évaporation. — Il existe aussi, mais combiné à la soude dans l'eau de plusieurs lacs des Indes; c'est même de ces lacs que l'on a tiré jusqu'ici presque tout le *borax* employé dans les arts; ce sel nous arrive impur sour le nom de *tinckal* ou de *borax brut*.

Préparation. On peut purifier l'acide borique de Toscane en le faisant dissoudre dans l'eau bouillante, filtrant et laissant cristalliser l'acide. — On peut encore dissoudre du borate de soude dans trois parties d'eau bouillante, et verser

peu à peu dans cette solution de l'acide sulfurique jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès. Ces acides s'emparent de la soude et mettent en liberté l'acide borique qui, en raison de son peu de solubilité, se précipite sous forme d'écailles blanches nacrées, qui doivent être recueillies, lavées, séchées, puis fondues dans un creuset *de platine*, afin de les débarrasser d'une matière grasse qu'elles peuvent contenir, si le borax (borate de soude impur) n'était pas raffiné, et de leur enlever en même temps l'acide sulfurique qu'elles ont pu entraîner en se précipitant. Cela fait, on redissout l'acide borique dans l'eau bouillante et on le fait cristalliser.

Propriétés. L'acide borique est solide, incolore, inodore, peu sapide, peu soluble dans l'eau froide qui n'en dissout que la 35e partie de son poids, à + 10°, plus soluble dans l'eau bouillante, qui en dissout la 13e partie de son poids, cristallisant par le refroidissement en écailles blanches nacrées, lorsqu'il contient un peu de la matière grasse du borax de l'Inde (Robiquet).—Exposé à l'action de la chaleur dans un creuset de platine, il se ramollit au-dessous du rouge, devient pâteux à cette température, et tout-à-fait fluide à un degré de chaleur plus élevé. Dans cet état, on peut le couler et lui faire prendre par le refroidissement la forme et la transparence du verre. Cet acide est fixe au feu, mais il peut être entraîné par un courant de vapeur d'eau. — Exposé à l'air humide, l'acide borique vitrifié devient opaque et se recouvre d'une poussière blanche : en d'autres termes, il *s'effleurit.* — L'acide borique rougit faiblement la teinture de tournesol, il se dissout dans l'alcool et communique à celle-ci la propriété de brûler avec une flamme verte ; il est également soluble dans la potasse ou la soude caustiques qui se transforment en borates.

Usages. Il est quelquefois employé dans l'analyse des pierres ; il était autrefois utilisé en médecine sous le nom de *sel sédatif de Homberg*, du nom de celui qui le découvrit en 1702. Aujourd'hui il est presqu'entièrement abandonné des médecins, et il n'est guère employé dans les officines que pour rendre la crême de tartre plus soluble.

3° Oxygène et Silicium. Un seul composé acide.

Acide silicique ou *silice.*

Ce composé, connu de toute antiquité, fait partie du cristal de roche, du sable, du grés blanc, de l'agathe, des silex, de l'opale, etc., etc.

Extraction. On retire l'acide silicique du sable ou des cailloux, en calcinant au rouge, dans un creuset, une partie de ces corps bien pulvérisés, et une partie de potasse caustique : celle-ci s'unit à la silice et forme un composé que l'on peut couler. On traite ensuite cette masse par 5 à 6 fois son poids d'eau bouillante, qui dissout le silicate de potasse, et on verse dans la solution de l'acide chlorhydrique jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès ; cet acide s'empare de la potasse et met en liberté la silice qui se précipite en masse gélatineuse. On recueille le précipité, on le lave à différentes reprises, et on le calcine pour le priver de l'eau qu'il contient.

Propriétés. L'acide silicique est blanc, pulvérulent, insipide, inodore, sans action sur la teinture de tournesol, d'une densité de 2, 66, d'après Kirwan ; infusible au feu des fourneaux, fusible au chalumeau de Broock, tout-à-fait fixe ; insoluble dans l'eau et les acides, excepté l'acide fluorhydrique, soluble, au contraire, même à froid, dans les solutions de potasse et de soude caustiques, qui s'y combinent et perdent leurs propriétés alcalines, en formant de véritables sels avec l'acide silicique. — On l'emploie dans la fabrication du verre, de la poterie, du mortier, etc., etc.

4° Oxygène et Carbone. L'oxygène forme avec le carbone quatre composés : un oxyde et un acide gazeux, et deux acides solides.

Oxyde de carbone.

Ce composé gazeux n'existe pas dans la nature ; il est toujours un produit de l'art. Il se forme toutes les fois que le gaz acide carbonique est en contact à une haute température avec le carbone, ou avec des corps qui puissent lui enlever la moitié de son oxygène. — Dans les laboratoires, on le prépare en calcinant dans une cornue de grès lutée un mélange à parties égales de limaille de fer et de fragments de marbre (carbonate de chaux). La cornue est placée dans le laboratoire d'un fourneau à réverbère ; son col est pourvu d'un tube recourbé qui va plonger au fond d'un flacon à deux tubulures contenant une solution de potasse caustique ; de la seconde tubulure part un autre tube recourbé qui va se rendre sous des cloches renversées et pleines

d'eau. — Par l'action de la chaleur le carbonate de chaux est décomposé : l'acide carbonique est séparé de sa base et tend à se dégager à l'état de gaz ; mais le fer lui enlève la moitié de son oxygène et le fait passer à l'état de gaz oxyde de carbone qui vient se rendre dans le premier flacon qui contient de la potasse dissoute ; là il se dépouille de la portion d'acide carbonique qui a échappé à la réaction, traverse librement le liquide, et vient se rendre sous les cloches qui terminent l'appareil. Le résidu de l'opération est formé de marbre non décomposé, de chaux vive, de limaille de fer non attaquée, et de fer oxydé.

On peut encore préparer de l'oxyde de carbone en mettant de l'oxalate de plomb bien sec dans une petite cornue de verre que l'on porte peu à peu à la température rouge ; il y a décomposition de l'oxalate, dégagement d'oxyde de carbone et d'acide carbonique, et formation d'un résidu composé de protoxyde de plomb. L'acide carbonique est absorbé par une solution de potasse et l'oxyde de carbone reste à l'état de pureté. Pour bien concevoir ce qui se passe, il faut d'abord savoir que l'oxalate de plomb est un sel composé de protoxyde de plomb et d'acide oxalique, et que ce dernier est formé lui-même d'oxygène et de carbone dans les proportions de 3 atomes du premier et 2 atomes du second. Cet acide se décompose : un atome d'oxygène s'unit à un atome de carbone pour former l'oxyde de carbone ; les deux atomes d'oxygène et l'atome de carbone qui restent se combinent pour donner naissance à de l'acide carbonique.

Propriétés. L'oxyde de carbone est un gaz incolore, inodore, insipide, d'une densité spécifique de 0, 9678, sans action sur la teinture de tournesol, impropre à la respiration et à la combustion. Mis en contact avec le gaz chlore, il peut s'y combiner sous l'influence de la lumière solaire, et donner naissance à un composé acide que j'examinerai bientôt, et que les chimistes modernes désignent sous le nom d'acide *chloroxi-carbonique*. Le gaz oxyde de carbone est susceptible de brûler à l'air en émettant une flamme bleu-claire et en se transformant en acide carbonique. Ce gaz absorbe en brûlant la moitié de son volume d'oxygène, et donne naissance à un volume d'acide carbonique égal au sien. On le prouve en faisant passer dans l'eudiomètre 100 volumes d'oxyde de carbone, autant d'oxygène, et enflammant le mélange par l'étincelle électrique. On trouve alors qu'il est réduit à 150 parties, formées de 100 volumes d'acide carbonique que l'on peut absorber par la potasse, et de 50 volumes d'oxygène en excès. — Comme l'acide carbonique est formé de volumes égaux d'oxygène et de vapeurs de carbone, il résulte des considérations qui précèdent que la composition de l'oxyde de carbone peut être représentée par un volume de vapeur de carbone, et un demi-volume d'oxygène ; en poids 76, 52 carbone, 100 oxygène. — Le poids atomique est 176. 52 = C^2O.

Acide croconique.

Cet acide nommé ainsi à cause de sa couleur (χροκον, safran), se forme quand on distille le tartre brut dans un vase de fer dont on élève la température jusqu'au rouge-blanc : entr'autres produits on obtient des flocons gris qui se condensent dans des vases qui terminent l'appareil ; ces flocons délayés dans l'eau fournissent une matière insoluble, et un liquide dans lequel se trouve du *croconate de potasse* que l'on peut obtenir en cristaux jaunes par l'évaporation. On fait digérer ce sel pendant plusieurs heures dans de l'alcool anhydre contenant une partie d'acide sulfurique d'une densité de 1, 78 ; cet acide s'empare de la potasse, forme du sulfate de potasse insoluble dans l'alcool anhydre, et met en liberté l'acide croconique qui reste dissout, et que l'on peut obtenir par l'évaporation sous forme de poudre jaune ; celle-ci peut se dissoudre dans l'eau et former par l'évaporation des cristaux grenus, transparents, jaune-orangés, inodores, acides, et rougissant le tournesol. — L'acide croconique est composé de 10 atômes de carbone et de 4 d'oxygène.

Acide oxalique.

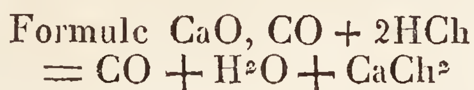
Cet acide, qui existe naturellement dans le règne végétal, et qui sera décrit quand je parlerai des acides végétaux, est composé de 10 volumes de carbone et de 7 $\frac{1}{2}$ d'oxygène.

Acide carbonique.

Ce composé gazeux, successivement désigné sous les noms d'*air fixe*, *acide méphitique*, *acide aérien*, *acide crayeux*, est le premier gaz que l'on ait appris à

distinguer de l'air. Il existe abondamment dans la nature à l'état de gaz, ou dissous dans l'eau, ou bien combiné à divers oxydes métalliques, tels que la chaux, la baryte, la potasse, la soude, les oxydes de fer, de plomb, de zinc, de cuivre, etc.

Extraction. L'acide carbonique s'extrait de la craie ou du marbre, qui sont tous deux des carbonates de chaux. Il y a pour cela deux moyens. Le premier consiste à calciner le marbre dans une cornue de grès lutée, et placée dans le laboratoire d'un fourneau à réverbère; on adapte au col de cette cornue un tube recourbé qui va s'engager sous des cloches remplies d'eau et renversées (fig. 22). Le calorique éloigne les molécules d'acide carbonique de celles de l'oxyde de calcium, et fait reprendre au premier son état gazeux. L'oxyde de calcium (chaux vive) reste dans la cornue. — Le second procédé consiste à traiter le marbre par l'acide chlorhydrique dans un appareil semblable à celui de la fig. 23. On introduit les fragments de marbre dans le flacon, on les recouvre de trois à quatre fois leur volume d'eau, puis on verse peu à peu l'acide chlorhydrique par le tube à entonnoir : il en résulte aussitôt une vive effervescence et un abondant dégagement d'acide carbonique que l'on recueille sous la cloche qui termine l'appareil. Sous l'influence de l'acide chlorhydrique, le carbonate de chaux se décompose en acide carbonique qui se dégage, et en oxyde de calcium, qui se combine à l'acide chlorhydrique pour donner naissance à de l'eau et à du chlorure de calcium : ces deux derniers produits sont formés par l'union de l'oxygène de l'oxyde avec l'hydrogène de l'acide, et du calcium avec le chlore.



Formule $CaO, CO + 2HCh$
$= CO + H^2O + CaCh^2$

Propriétés. L'acide carbonique est gazeux, incolore, d'une saveur légèrement acide, d'une odeur un peu piquante, d'une densité spécifique de 1, 5245 ; il est impropre à la respiration et à la combustion, il rougit la teinture de tournesol et précipite l'eau de chaux et l'eau de baryte en flocons blancs. — Sa densité, plus grande que celle de l'air, permet de le transvaser d'un récipient dans un autre comme un liquide; on peut en faire l'expérience avec deux éprouvettes remplies, l'une d'acide carbonique, et l'autre d'air ordinaire, et en inclinant lentement l'orifice de la première sur celui de la seconde, puis essayant les gaz avec la bougie enflammée, qui continuera de brûler dans la première éprouvette, et s'éteindra dans la seconde, qui primitivement contenait de l'air. — La chaleur la plus élevée que nous puissions produire ne lui fait éprouver aucune altération; l'électricité le décompose partiellement en oxygène et en oxyde de carbone (Henry). — Soumis à une forte pression, et à un froid de — 20°, il se liquéfie. M. Thilorier a annoncé, en 1834, à l'académie des sciences, qu'il pouvait, à l'aide d'un appareil particulier, obtenir en peu d'instants un litre d'acide carbonique liquéfié anhydre, à la température de 0° et sous la pression de 36 atmosphères. Sous cet état, c'est un fluide incolore d'une tension très-grande, qui se gazéifie avec la plus grande promptitude dès qu'il a le contact de l'air, et produit alors un abaissement de température qui va, suivant M Thilorier, jusqu'à 75° au-dessous de zéro. Le même chimiste a pu parvenir à *solidifier* l'acide carbonique liquide à une température voisine du centième degré au-dessous de zéro. Sous ce nouvel état, il se maintient pendant quelques minutes à l'air libre, sans qu'il soit nécessaire d'exercer sur lui la moindre compression, et cette circonstance est d'autant plus extraordinaire que l'acide liquide se vaporise avec explosion dès que l'on ouvre le vase qui le contient.

L'hydrogène et le carbone sont les seuls métalloïdes qui aient de l'action sur l'acide carbonique : tous deux le font passer à l'état d'oxyde de carbone, en lui enlevant de l'oxygène, et en se transformant eux-mêmes, le premier en eau, et le second en oxyde de carbone. — L'eau dissout à peu près son volume de gaz acide carbonique à la température et sous la pression ordinaires ; cette dissolution est légèrement aigrelette, rougit très-faiblement la teinture de tournesol, trouble l'eau de chaux et l'eau de baryte, et perd son gaz dans le vide ou par l'ébullition. Sous une pression plus considérable, l'eau peut dissoudre 5 à 6 fois son volume de ce gaz ; on y parvient à l'aide de la pompe de compression qui sert à fabriquer les eaux gazeuses artificielles.

Composition. L'acide carbonique contient un volume d'oxygène égal au sien : on le prouve en mettant du noir de fumée calciné dans un tube de porcelaine

placé dans un fourneau à réverbère, et communiquant par ses extrémités avec deux cloches graduées qui contiennent, l'une du mercure, l'autre une quantité connue d'oxygène, que l'on fait circuler d'une cloche à l'autre à travers le tube de porcelaine porté au rouge. Le carbone brûle, forme de l'acide carbonique, sans que le volume du gaz ait subi le moindre changement. Or, comme la densité de l'acide carbonique est de 1, 5245, que celle de l'oxygène est de 1, 1026, il en résulte qu'en retranchant le second chiffre du premier, on obtient 0, 4219 pour le poids du carbone uni à l'oxygène : ce qui donne le rapport de 200, oxygène, et de 76,52, carbone. — Poids atomique, 138, 26 $=$ CO.

Comme complément des composés d'oxygène et de carbone, nous pouvons examiner ici le corps suivant :

Acide chloroxy-carbonique.

Ce composé, nommé encore *chlorure d'oxyde de carbone*, *gaz phosgène*, a été découvert par M. John Davy; il s'obtient en exposant à la lumière solaire, et pendant un quart d'heure environ, un mélange à parties égales de chlore et d'oxyde de carbone, tous deux bien desséchés, et placés dans un flacon également sec; la combinaison s'effectue et les gaz se contractent de la moitié du volume primitif. Ce composé est incolore, d'une odeur suffocante et analogue à celle du chloride d'azote; il excite le larmoiement, éteint les corps en combustion et rougit la teinture de tournesol. Sa densité est de 3, 399. Il se dissout dans l'eau, qui le décompose en acide carbonique et acide chlorhydrique. — Son poids atomique est de 619. 16 $=$ $Ch^2 C^2 O$.

5° Oxygène et Phosphore. Ces deux corps forment en se combinant quatre composés acides, savoir : les acides hypo-phosphoreux, phosphoreux, hypo-phosphorique et phosphorique; et un 5e composé qui contient moins d'oxygène que tous les autres, et qui est l'oxyde de phosphore.

Oxyde de phosphore.

M. Pelouze a prouvé qu'il n'y avait qu'un oxyde de phosphore, et que le composé que l'on désignait autrefois sous le nom d'*oxyde blanc* n'était que du phosphore hydraté. On obtient l'oxyde rouge de phosphore en faisant passer un courant d'oxygène à travers du phosphore fondu sous l'eau chaude. Cet oxyde est rouge, insipide, inodore, insoluble dans l'eau, l'alcool, les éthers et les huiles. Chauffé en vases clos jusqu'au rouge, il se transforme en acide phosphorique et en phosphore. Chauffé à l'air, il prend feu et se convertit entièrement en acide phosphorique. — Il est composé de trois atomes de phosphore pour deux atomes d'oxygène. Son poids atomique est 788, 46 $=$ Ph^3O^2.

Acide hypo-phosphoreux.

Cet acide n'existe pas dans la nature et a été découvert en 1816 par M. Dulong, qui l'obtint en faisant réagir le phosphore de baryum sur l'eau. Quand ces deux corps sont en présence, l'eau se décompose : son hydrogène s'unit à une partie du phosphore du phosphure de baryum, et forme de l'hydrogène phosphoré qui se dégage; son oxygène se combine à la fois au baryum et au reste du phosphore, et transforme ces corps en baryte (protoxyde de baryum), et en acide hypo-phosphoreux, qui se combinent et donnent naissance à de l'hypo-phosphite de baryte soluble. Pour séparer l'acide hypo-phosphoreux de cette combinaison, on traite la liqueur par de l'acide sulfurique qui s'empare de la baryte et forme un sulfate insoluble que l'on sépare par filtration; l'acide hypo-phosphoreux mis en liberté peut être concentré par l'évaporation dans le vide.

Propriétés. L'acide hypo-phosphoreux est liquide, incristallisable, décomposable par la chaleur en hydrogène phosphoré, acide phosphorique et phosphore, il est soluble dans l'eau en toutes proportions, et rougit fortement la teinture de tournesol : il est transformé en acide phosphorique par le chlore et l'iode, qui décomposent l'eau et se transforment eux-mêmes en acides chlorhydrique et iodhydrique. Il se combine à un grand nombre de bases pour former une classe de sels connus sous le nom d'*hypo-phosphites*. Sa composition atomique est Ph^4O^3.

Acide phosphoreux.

La découverte de cet acide est due à M. Davy, qui la fit en faisant réagir l'eau sur le protochloride de phosphore; l'eau se décompose; son oxygène s'unit

au phosphore pour former de l'acide phosphoreux, tandis que l'hydrogène se combine au chlore et produit de l'acide chlorhydrique. Ces deux acides restent dans la liqueur, et peuvent être séparés par une évaporation ménagée ; l'eau qui s'évapore entraîne l'acide chlorhydrique, tandis que l'acide phosphoreux reste pur. — Il est visqueux, incolore, inodore, très-sapide ; il rougit fortement la teinture de tournesol, se décompose par la chaleur, en donnant les mêmes produits que l'acide hypo-phosphoreux, et s'unit aux oxydes pour former des sels nommés *phosphites*.

On peut obtenir l'acide phosphoreux anhydre en faisant fondre un petit morceau de phosphore dans un tube de verre très-long, d'un demi-pouce de diamètre, ayant une de ses extrémités effilée et terminée par une ouverture de la grandeur d'une épingle, et l'extrémité opposée fermée à la lampe. Ce tube doit être coudé près de son extrémité effilée ; c'est dans ce point que l'on chauffe le phosphore, jusqu'à ce qu'il s'enflamme : il brûle alors avec une flamme verte, en produisant de l'acide phosphoreux anhydre qui se condense à la partie supérieure du tube, sous forme d'une poudre blanche. Cet acide est produit par la combinaison du phosphore avec l'oxygène du tube et avec celui de l'air, qui entre en trop petite quantité et trop difficilement pour que le phosphore puisse former de l'acide phosphorique. Sous cet état, l'acide phosphoreux est volatil, inflammable par son exposition à l'air, dont il attire l'humidité, et très-soluble dans l'eau.

L'acide phosphoreux et formé d'après M. Berzélius de 100 parties de phosphore pour 76,92 d'oxygène. Son poids atomique est de 452,92 $= Ph^2 O^3$.

Acide hypo-phosphorique ou phosphatique.

D'après plusieurs chimistes, cet acide ne serait qu'un mélange d'acides phosphorique et phosphoreux ; il est vrai de dire que sa composition atomique et la manière dont il se comporte avec les bases donnent beaucoup de vraisemblance à cette opinion.

Toutefois, on le prépare en faisant brûler lentement le phosphore dans l'air chargé d'humidité. Pour cela, on introduit de petits cylindres de phosphore dans des tubes de verre effilés à la lampe et placés dans un entonnoir supporté lui-même par un flacon destiné à recueillir les produits. On met le flacon sur une assiette à moitié remplie d'eau, et on le recouvre d'une cloche pourvue latéralement de deux petits trous qui permettent le renouvellement de l'air. Dans cet appareil, le phosphore brûle lentement et se transforme en acide hypo-phosphorique, qui absorbe l'humidité de l'air et se résout en un liquide qui vient se rendre dans le flacon. — Ainsi préparé, c'est un liquide visqueux, incolore, très-acide, rougissant fortement la teinture de tournesol, plus pesant que l'eau, décomposable par ce liquide en acide phosphorique et en hydrogène phosphoré, décomposable par les oxydes en acide phosphorique et en acide phosphoreux. En admettant, ce qui paraît vrai, qu'il ne soit formé que par un mélange de ces deux acides, les oxydes ne le décomposeraient pas et ne feraient qu'entrer en combinaison pour former des *phosphates* et des *phosphites*.

Sa composition, d'après M. Thenard, serait de 100 de phosphore pour 110,39 d'oxygène ; sa formule est $Ph^2 O^5 + Ph^2 O^3$.

Acide phosphorique.

Cet acide existe abondamment dans la nature, mais combiné aux oxydes métalliques, et principalement à la chaux ; sous cet état il fait partie constituante des os des animaux. On le trouve encore uni avec les oxydes de plomb, de fer, de cuivre, de manganèse, d'urane, de potassium, de sodium, de magnésium, d'aluminium, et avec l'ammoniaque. Toutes les fois que le phosphore brûle rapidement dans l'air et dans l'oxygène, il produit une fumée blanche épaisse, acide, qui se précipite sous forme de flocons légers, et se résout bientôt en liquide, en absorbant l'oxygène de l'air. Cette fumée n'est autre chose que l'acide phosphorique qui s'est produit pendant la combustion.

Préparation. Le procédé qui précède est coûteux, peu expéditif et d'une exécution difficile ; aussi ne l'emploie-t-on jamais pour préparer l'acide phosphorique. Ordinairement on transforme le phosphore en acide phosphorique, en le traitant, à l'aide de la chaleur, par l'acide azotique à 20° de l'aréomètre de Baumé. On introduit une partie de phosphore coupé en petits fragments, et six parties d'acide azotique, dans une cornue de

verre que l'on place sur un fourneau ordinaire, et que l'on fait communiquer avec un ballon tubulé : en chauffant un peu, la réaction s'opère avec effervescence, et avec dégagement de bioxyde d'azote et d'azote; l'acide phosphorique qui se forme reste dans la cornue. Dans cette opération, l'acide azotique qui est composé d'oxygène et d'azote se décompose: une partie de l'oxygène s'unit au phosphore et l'acidifie ; le reste de l'oxygène reste uni à l'azote et forme du bioxyde d'azote gazeux. Quand la liqueur a acquis une consistance sirupeuse, on la verse dans un creuset de platine et on la chauffe jusqu'au rouge-brun, pour en dégager tout l'acide azotique.

On peut encore préparer l'acide phosphorique : 1° en calcinant le phosphate d'ammoniaque dans un creuset de platine : l'ammoniaque se dégage et l'acide reste à l'état de pureté; 2° en traitant, par l'acide sulfurique, le phosphate de baryte dissous dans l'acide azotique faible : l'acide sulfurique s'empare de la baryte, forme un sulfate insoluble et met en liberté l'acide phosphorique, qui reste en solution ; 3° en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans de l'eau contenant du phosphate de plomb : l'acide sulfhydrique met l'acide phosphorique en liberté et se combine avec le protoxyde de plomb en formant de l'eau et du sulfure de plomb insoluble.

Propriétés. Cet acide, découvert par Margraff, est solide, plus dense que l'eau, sans couleur, sans odeur et très-acide; il rougit fortement la teinture de tournesol. Exposé à l'action du feu, il se ramollit au-dessous de la température rouge, et il est en fusion parfaite à cette température. Sa fusion doit toujours se faire dans des creusets de platine, car il attaque et perce les creusets de terre et ceux de verre. L'action du feu lui fait perdre une partie de l'eau qu'il contient et le transforme en acide *pyro* ou *para-phosphorique*, qui, par le refroidissement, prend la forme d'un verre transparent. Le gaz oxygène n'exerce aucune action sur lui; le charbon lui enlève son oxygène à la chaleur rouge, et met le phosphore en liberté; il y a en même temps dégagement de gaz qui proviennent de la décompesition de l'eau qu'il contient naturellement, et formation d'acide carbonique, d'oxyde de carbone et d'hydrogène phosphoré. — L'acide phosphorique exposé à l'air en attire promptement l'humidité; il est très-soluble dans l'eau, et peut former avec ce liquide une solution filante et visqueuse.

L'acide phosphorique est composé, d'après M. Berzélius, de 100 de phosphore pour 127,61 d'oxygène, ce qui correspond à 2 atomes de phosphore pour 5 atomes d'oxygène — $Ph^2 O^5$. Par conséquent, son poids atomique est représenté par 892, 30.

Quelques chimistes distinguent de l'acide phosphorique un acide qu'ils désignent sous le nom de *pyro* ou de *para-phosphorique*, et qui ne diffère du précédent que parce qu'il contient moins d'eau. L'acide phosphorique contient naturellement trois atomes d'eau : s'il en perd un atome par l'action du feu, il se transforme, dit-on, en acide para-phosphorique. D'après cette manière de voir, l'acide phosphorique vitrifié et celui qui se forme quand le phosphore brûle rapidement dans l'air *bien sec* sont de l'acide para-phosphorique : il en est de même de celui qui provient de la calcination du phosphate d'ammoniaque. M. Graham a prouvé que cette différence dans la quantité d'eau qui se trouve combinée à l'acide ne suffit pas pour motiver cette division (*Ann. de Chim. et de Phys*. Janvier 1835).

Quand on expose à la chaleur rouge du phosphate acide de soude, l'acide phosphorique de ce sel abandonne *toute* son eau, et se transforme en acide phosphorique tout-à-fait anhydre ; c'est à celui-ci que l'on a donné le nom d'acide *métaphosphorique*. On peut se procurer cet acide en dissolvant le phosphate acide de soude vitrifié (*métaphosphate de soude*), et le précipitant par l'azotate ou l'acétate de plomb : le métaphosphate de plomb est ensuite décomposé par un courant de gaz sulfhydrique, qui précipite le plomb à l'état de sulfure insoluble et met en liberté l'acide métaphosphorique: cet acide jouit de la propriété de coaguler l'albumine et de produire dans le chlorure de baryum un précipité blanc floconneux, ce que ne font point les acides phosphorique et para-phosphorique.

6° Oxygène et soufre. Ces deux corps s'unissent en quatre proportions et forment quatre composés acides, savoir : les acides hypo-sulfureux, sulfureux, hypo-sulfurique et sulfurique.

Acide hypo-sulfureux.

On forme cet acide lorsqu'on fait bouillir une solution de sulfite de potasse

ou de soude avec de la fleur de soufre, ou bien lorsqu'on laisse les sulfhydrates exposés à l'air. Dans le premier cas, une partie du soufre entre en combinaison avec l'acide sulfureux du sulfite et le transforme en acide hypo-sulfureux, qui reste uni à la base; dans le second cas, l'oxygène de l'air transforme l'acide sulfhydrique en acide hypo-sulfureux. Dans les deux cas, le résultat de la réaction est la formation d'un *hyposulfite*, genre de sel que l'on désignait autrefois sous le nom de *sulfite sulfuré*. L'acide hypo-sulfureux ne peut exister qu'en combinaison avec les bases : toutes les fois qu'on veut le séparer, il se décompose en acide sulfureux, qui se dégage, et en soufre, qui se précipite. — Il paraît formé d'un atome de soufre, 201, 16, et d'un atome d'oxygène 100 = S O.

Acide sulfureux.

Il est connu de toute antiquité ; mais il a été distingué pour la première fois par Stahl, comme corps particulier. — Il n'existe dans la nature qu'autour des volcans et dans les solfatares, où il est produit par la combustion du soufre.

Préparation. On peut le former en brûlant du soufre dans l'air ou dans le gaz oxygène ; mais, de cette manière, on ne peut l'obtenir pur. Dans les laboratoires, on le prépare ordinairement en traitant, à l'aide de la chaleur, l'acide sulfurique du commerce par le mercure métallique. On introduit une partie de mercure et cinq à six parties d'acide sulfurique concentré dans un petit ballon (fig. 25), que l'on fait communiquer avec une cloche pleine de mercure; on chauffe, et bientôt l'acide sulfureux se dégage en abondance. Dans cette opération, une partie de l'acide sulfurique se décompose et passe à l'état d'acide sulfureux en perdant le tiers de son oxygène : celui-ci va s'unir à une proportion correspondante de mercure pour former du *protoxyde de mercure*, qui se combine lui-même à la portion d'acide sulfurique non décomposé, et donne naissance à du proto-sulfate de mercure. La théorie et l'expérience prouvent qu'il faut, dans cette opération, faire réagir deux proportions d'acide sulfurique sur une proportion de mercure, pour obtenir une proportion d'acide sulfureux et autant de protosulfate de mercure.

Formule : $Hg + 2\,S\,O^3 = S\,O^2 + Hg\,O, S\,O^3$.

Propriétés. L'acide sulfureux est un gaz incolore, d'une odeur piquante d'allumette qui brûle, d'une saveur forte et désagréable. Il est impropre à la combustion ; il suffoque les animaux qui le respirent, et rougit la teinture de tournesol, dont il fait ensuite passer la couleur à celle du vin paillet. Sa densité est de 2,234. Il se liquéfie aisément à la pression ordinaire, quand on l'expose à un froid de — 20° (Bussy) ; dans cet état, il forme un liquide incolore, transparent, d'une densité de 1,45, très-volatil par la plus légère élévation de température, et susceptible de produire par son évaporation spontanée un froid assez grand pour faire descendre un thermomètre à — 57°. En favorisant son évaporation par le vide, l'abaissement de température va jusqu'à — 68°.

L'air et l'oxygène n'ont aucune action sur lui ; il n'en est pas de même de l'hydrogène et du carbone, qui le décomposent à une chaleur rouge, et s'emparent de son oxygène : l'hydrogène forme de l'eau, un dépôt de soufre et un peu de gaz sulfhydrique si l'hydrogène est en excès ; le carbone donne naissance à de l'acide carbonique ou à de l'oxyde de carbone, à un dépôt de soufre, et probablement à du sulfide de carbone. — On connaît peu l'action que les autres métalloïdes lui font éprouver. — Mis en contact avec le gaz acide sulfhydrique, il y a décomposition mutuelle, formation d'eau et d'un dépôt de soufre.

L'eau dissout 37 fois son volume de ce gaz à la température de + 20°, et à la pression de 0^m 76. On peut faire cette solution à l'aide de l'appareil représenté fig. 26. Mais au lieu de préparer l'acide sulfureux par l'action du mercure sur l'acide sulfurique, on peut traiter plus économiquement ce dernier acide par le charbon en poudre, ou mieux par la sciure de bois. On place dans le ballon une partie de sciure et trois parties d'acide sulfurique, on fait communiquer ce ballon avec plusieurs flacons de Woolf, et on chauffe ; il se produit, par la réaction mutuelle du carbone et de l'acide sulfurique, de l'acide carbonique et de l'acide sulfureux, qui se dégagent ensemble, viennent se laver dans l'eau d'un premier flacon, et se dissoudre dans celle des flacons qui suivent ; à mesure que la saturation s'opère, l'acide carbonique dissous est chassé par l'acide sulfureux. — L'eau saturée d'acide sulfureux est limpide et incolore ; son odeur, sa sa-

veur, son action sur la teinture de tournesol, rappellent celles du gaz ; elle laisse dégager l'acide sulfureux par une élévation de température.

Composition. En faisant brûler du soufre dans une quantité déterminée d'oxygène, on a pour résultat un volume de gaz acide sulfureux qui forme environ les $\frac{97}{100}$ de l'oxygène employé. On admet que cette petite diminution est due à l'absorption d'un peu d'oxygène par une petite quantité d'hydrogène qui se trouvait contenue dans le soufre. Le gaz acide sulfureux renferme donc très-probablement un volume d'oxygène égal au sien. Par conséquent, en retranchant 1, 1026 densité de l'oxygène, de 2, 234 densité de l'acide sulfureux, il reste 1, 1314 pour le poids du soufre uni à l'oxygène, ce qui devrait donner les rapports de 100 parties de soufre à 97, 45 d'oxygène. Cependant, ces résultats, obtenus par M. Thenard, ne sont pas tout-à-fait d'accord avec ceux de M. Berzélius, qui, à la suite d'un grand nombre d'expériences, a trouvé pour ce corps la composition suivante : Oxygène, 2 atomes, 200 ; soufre, 1 atome, 201, 16. — Poids atomique : 401, 16. $= S O^2$.

Usages. On se sert de gaz acide sulfureux pour désinfecter les vêtements et les lieux non habités, blanchir la soie, enlever les taches de fruits sur le linge, parfumer les lettres qui viennent des endroits où règne la peste.

Action sur l'économie et emploi thérapeutique. Ce gaz, respiré en grande quantité, détermine rapidement la mort par asphyxie. — En petite quantité, il irrite les voies aériennes, produit une toux violente et quelquefois des hémoptysies. Appliqué sur la peau, il agit comme un excitant énergique. On l'emploie en fumigations pour combattre les maladies chroniques de la peau, et surtout la gale ; on l'emploie encore dans certains cas de douleurs arthritiques et rhumatismales, d'engorgements scrofuleux, de paralysies locales, etc.

Acide hypo-sulfurique.

Cet acide, découvert en 1819, par MM. Gay-Lussac et Welter, s'obtient en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans de l'eau tenant en suspension du bioxyde de manganèse ; celui-ci passe à l'état de protoxyde, et perd la moitié de son oxygène, qui s'unit à l'acide sulfureux et le transforme en acides sulfurique et hypo-sulfurique, qui s'unissent au protoxyde de manganèse ; il en résulte une solution neutre de sulfate et d'hypo-sulfate de manganèse ; on y verse un excès de sulfure de baryum, qui donne lieu à une réaction dont le résultat est la formation de sulfure de manganèse, de sulfate de baryte insoluble, et d'hypo-sulfate de baryte soluble ; on filtre et on fait passer un courant d'acide carbonique qui précipite l'excès de baryte à l'état de carbonate ; on filtre de nouveau et on évapore pour obtenir l'hypo-sulfate cristallisé. Si l'on veut isoler l'acide hypo-sulfurique, il faut faire dissoudre ce sel et traiter cette solution par l'acide sulfurique, qui s'empare de la baryte et met l'acide hypo-sulfurique en liberté ; on filtre et on concentre la liqueur dans le vide de la machine pneumatique, jusqu'à ce qu'elle ait atteint une densité de 1, 347. Au-delà de ce terme, cet acide se décomposerait en acides sulfureux et sulfurique.

Propriétés. C'est un liquide incolore, inodore, très-acide, rougissant fortement la teinture de tournesol, décomposable par la chaleur et par une trop grande concentration, susceptible de saturer complètement les bases, et de former des sels qui sont stables à une basse température, tandis qu'ils se décomposent en acide sulfureux et en sulfates neutres à une température élevée. Les hypo-sulfates de baryte, de strontiane, de chaux et de plomb, sont solubles, tandis que les mêmes bases forment avec l'acide sulfurique des sels insolubles ou très-peu solubles.

Cet acide est composé de 108, 18 de soufre et de 125 d'oxygène, non compris l'eau indispensable à l'union de ses éléments ; il résulte de l'union de 2 atomes de soufre et de 5 atomes d'oxygène. Sa formule atomique est : $S^2 O^5$.

Acide sulfurique.

La découverte de cet important composé remonte à la fin du quinzième siècle, et paraît due à Basile Valentin. Plusieurs naturalistes assurent qu'il existe à l'état de liberté, ou du moins de dissolution dans l'eau dans les contrées volcaniques. — On le rencontre très-fréquemment uni avec la chaux, la baryte, la strontiane, la potasse, la soude, la magnésie, l'alumine et l'oxyde de fer.

Préparation. Cet acide a d'abord é

extrait par la distillation du sulfate de fer, nommé vulgairement *vitriol vert*. De là le nom d'*acide vitriolique* qui lui a d'abord été donné, et celui d'*huile de vitriol* qu'il porte encore dans le vulgaire, à cause de son aspect oléagineux. — Plus tard on l'a obtenu en faisant brûler un mélange de soufre et de nitre dans de grands ballons dont les parois étaient humides. Aujourd'hui, sa préparation s'exécute encore par la combustion du soufre et du nitre; mais au ballon de verre, on a substitué de grandes chambres de plomb.

La préparation de l'acide sulfurique par le procédé que je viens d'indiquer repose sur l'action que l'acide sulfureux exerce sur le bioxyde d'azote en présence de l'air humide: le bioxyde d'azote s'empare d'une quantité suffisante de l'oxygène de l'air, et se transforme en acide azoteux orangé; mais l'acide sulfureux décompose cet acide azoteux, lui enlève une partie de son oxygène, le ramène à l'état d'acide hypo-azoteux, en passant lui-même à l'état d'acide sulfurique. Ces effets ne peuvent se produire qu'en présence de l'humidité. A mesure que l'acide sulfurique se forme, il se combine avec l'acide hypo-azoteux et forme des cristaux blancs qui s'attachent sous forme d'aiguilles sur les parois du récipient où la réaction s'opère. Ces cristaux sont décomposés par l'eau; l'acide sulfurique se dissout dans ce liquide, et l'acide hypo-azoteux, qui ne peut exister seul, se transforme en acide azoteux, qui forme une vapeur orangée, et en bioxyde d'azote, qui s'empare immédiatement de l'oxygène de l'air pour se transformer également en acide azoteux. Comme celui-ci rencontre de nouveau de l'acide sulfureux, les phénomènes que je viens de faire connaître continuent à se manifester (William Henry, Bussy, Gaultier de Claubry). On peut démontrer ces réactions en faisant rendre dans un grand ballon (fig. 27) d'un côté du bioxyde d'azote, et de l'autre côté de l'acide sulfureux. — Le ballon doit contenir une petite couche d'eau et être pourvu d'un tube droit ouvert par les deux bouts, et destiné à y renouveler l'air. Lorsque l'opération est en train, on voit successivement les gaz rougir et se décolorer, puis les cristaux aiguillés se déposer sur les parois du ballon, se dissoudre, et ainsi de suite, tant qu'il y a dans le récipient de l'acide sulfureux, de l'oxygène, de l'humidité et du bioxyde d'azote.

Dans les arts, on fabrique l'acide sulfurique en grand, en faisant brûler dans de vastes chambres de plomb un mélange de 8 parties de soufre et d'une partie d'azotate de potasse (sel de nitre). Ce sel se décompose en acide azotique et en protoxyde de potassium; l'acide azotique se décompose lui-même et cède une portion de son oxygène à du soufre qui passe à l'état d'acide sulfurique et se combine au protoxyde de potassium pour former du sulfate de potasse, corps solide et fixe. L'acide azotique, privé d'une partie de son oxygène, forme du bioxyde d'azote qui se dégage et qui, rencontrant l'oxygène de l'air, s'en empare pour se transformer en acide azoteux. Mais en même temps le soufre brûle et se change en acide sulfureux. Or, comme il y a une couche d'eau dans la chambre où ces réactions s'opèrent, et que l'air de cette chambre peut être renouvelé toutes les fois que cela est nécessaire, il en résulte que toutes les conditions propres à la préparation de l'acide sulfurique et à la succession constante des réactions chimiques se trouvent réunies.

Les chambres de plomb destinées à l'opération dont il s'agit ont au moins 25 à 30 pieds de longueur, sur 15 à 18 de largeur, et 30 de hauteur; elles sont composées de lames de plomb soudées entre elles et fixées à une charpente extérieure qui les isole à plusieurs pieds du sol; le plancher en est légèrement incliné, afin de pouvoir en retirer l'acide à l'aide de robinets. — Le mélange de soufre et d'azotate de potasse est placé sur une plaque de fonte munie d'un rebord, et disposée sur un fourneau à une petite distance du fond de la chambre. On peut communiquer du dehors avec cette plaque, au moyen d'une trappe pratiquée dans la paroi qui l'avoisine; l'air de la chambre peut être renouvelé par une ouverture placée du côté opposé; enfin, une petite fenêtre vitrée placée à la trappe permet de juger de l'état de la combustion. — L'opération est continuée jusqu'à ce que l'acide marque 40 degrés à l'aréomètre de Baumé, puis on le retire à l'aide des robinets. L'acide, tel qu'il est retiré des chambres de plomb, est loin d'être pur: il contient beaucoup d'eau, de l'acide sulfureux, un peu d'acide azotique, un peu de sulfate de plomb, qui s'est formé aux dépens des parois de la chambre; une très-petite quantité de sulfate de peroxyde de fer, provenant d'un peu de sulfure de fer que contenait le soufre,

quelquefois de l'acide arsénieux, lorsque le soufre est *arsénifère*, et enfin les sels que renfermait naturellement l'eau qui a servi à préparer l'acide. On le prive d'abord de l'acide sulfureux et d'une grande partie de son eau en le faisant évaporer dans de grandes chaudières de plomb, jusqu'à ce qu'il marque environ 55°; puis on l'introduit dans des cornues de verre lutées, ou mieux dans des alambics de platine, où on continue à le concentrer jusqu'à ce qu'il marque 66°. Dans cet état, il est encore impur, mais il peut servir aux besoins des arts et du commerce. Dans les laboratoires de chimie, il est nécessaire, dans les expériences délicates, d'avoir de l'acide tout-à-fait pur; pour cela, on le distille dans une cornue de verre, que l'on dispose sur un triangle de fer dans un fourneau à réverbère, et dont on fait rendre le col directement dans un ballon tubulé, sans qu'il soit nécessaire de luter les jointures; il faut avoir soin d'introduire dans la panse quelques fragments de verre, ou des fils de platine contournés en spirale, afin d'empêcher les soubresauts qui se produisent pendant l'ébullition de l'acide, soubresauts qui pourraient faire briser l'appareil. On rejette les premières portions distillées, qui peuvent contenir un peu d'acide azotique.

Aujourd'hui, plusieurs fabricants, au lieu de brûler de l'azotate de potasse dans les chambres de plomb, dirigent dans ces chambres la grande quantité de bioxyde d'azote qui se dégage dans la préparation de l'acide oxalique par l'action de l'acide azotique sur l'amidon (voyez *Acide oxalique*, dans la Chimie végétale).

Propriétés. L'acide sulfurique, préparé par les procédés que je viens de décrire, contient environ $\frac{18}{100}$ d'eau qu'il est impossible de lui enlever : il forme par conséquent un acide *hydraté*. A l'état de pureté, il est liquide, incolore, inodore, visqueux comme de l'huile, d'une densité de 1,842 à la température de + 20°. Il est extrêmement acide : une seule goutte suffit pour rougir une grande quantité de teinture de tournesol; il noircit et réduit en bouillie presque toutes les matières animales et végétales. Exposé à un froid de — 10° à — 12°, il se congèle et se cristallise. Soumis à l'action du calorique dans une cornue, il bout à + 326°, et peut être distillé; si on le fait passer dans un tube de porcelaine porté au rouge, il se décompose, suivant M. Gay-Lussac, en un gaz formé de deux volumes d'acide sulfureux et d'un volume d'oxygène. — L'acide sulfurique est sans action sur l'oxygène et l'air sec; mais il s'empare de la vapeur d'eau que ces gaz peuvent contenir, s'affaiblit et augmente de poids. Quand il s'est ainsi affaibli, on peut le concentrer de nouveau par l'évaporation.

L'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore et le soufre décomposent l'acide sulfurique à une température élevée, s'emparent de son oxygène et le ramènent à l'état d'acide sulfureux; aucun métalloïde n'a d'action sur l'acide sulfurique à la température ordinaire. Beaucoup de métaux agissent sur cet acide, comme les cinq métalloïdes que je viens de nommer : le mercure, l'argent, le cuivre, etc., sont de ce nombre, et l'on a déjà vu que cette propriété a été mise à profit pour la préparation de l'acide sulfureux.

Quand on verse de l'acide sulfurique dans de l'eau, cet acide tombe au fond, en raison de sa densité plus grande : mais par l'agitation les deux liquides se combinent avec un grand dégagement de calorique. Une partie d'acide et une partie d'eau produisent une élévation de température de + 80; une partie d'eau et quatre d'acide élèvent la température à + 104°.

L'acide sulfurique hydraté est formé d'un atome d'eau = 112, 43, et d'un atome d'acide réel = 501, 16. Par conséquent son poids atomique est de 613, 59, = H^2O, SO^3. L'atome d'acide *réel* est lui-même formé d'un atome de soufre 201, 16, et de trois atomes d'oxygène 300.

Indépendamment de l'acide sulfurique dont nous venons d'examiner les propriétés, on trouve encore dans le commerce cet acide *sec*, solide et dépourvu d'eau. Disons quelques mots de ce composé.

Acide sulfurique sec ou *anhydre*. On fabrique dans la ville de *Nordhausen*, en Allemagne, un acide sulfurique *fumant*, volatil, que l'on prépare en distillant le sulfate de fer sec dans des cornues de grès munies d'alonges et de récipients. Ce composé, regardé par les uns comme un mélange d'acides sulfurique et sulfureux, par les autres comme de l'acide sulfurique rendu plus acide par un agent impondérable, n'est autre chose, suivant M. Bussy, que de l'acide sulfurique ordinaire, tenant en dissolution de l'acide

sulfurique *anhydre*. On peut en séparer ce dernier en chauffant doucement l'acide fumant de Nordhausen, et faisant passer la liqueur qui s'en exhale dans un long tube refroidi : l'acide anhydre se précipite dans ce tube sous forme de cristaux blancs. Il est opaque, très-avide d'humidité, se liquéfie à l'air et répand d'abondantes vapeurs blanches. Il dissout le soufre en formant des composés bruns, verts ou bleus, suivant les proportions de soufre ; il dissout aussi l'iode en se colorant en vert-bleuâtre ; il jouit enfin de la propriété de dissoudre l'indigo en rouge.— Il entre en fusion à + 25° et forme un liquide qui réfracte fortement la lumière, et dont la densité est de 1, 57. Refroidi à quelques degrés au-dessous de + 25°, il se solidifie sous forme de houppes soyeuses.

Usages de l'acide sulfurique hydraté. Il sert pour obtenir presque tous les autres acides, et pour préparer une foule de produits chimiques et pharmaceutiques. On s'en sert en médecine pour faire des limonades que l'on administre avec succès dans le traitement des fièvres bilieuses et typhoïdes, du scorbut, des diarrhées chroniques, des dysenteries anciennes, etc. Comme c'est un très-puissant caustique, on l'emploie quelque fois à ce titre à l'extérieur.

7° Oxygène et Sélénium. Ces deux corps forment trois combinaisons, un oxyde et deux acides.

Oxyde de sélénium.

Cet oxyde n'a pas encore été obtenu isolé de l'azote ou de l'oxygène, avec lequel il se trouve toujours mêlé. On peut le former en brûlant du sélénium dans l'oxygène : il se forme de l'acide sélénieux et un composé gazeux non acide, ayant une forte odeur de choux pourris. — Ce gaz est l'oxyde de sélénium.

Acide sélénieux.

Il n'existe pas dans la nature : on le prépare en chauffant le sélénium en poudre dans cinq à six fois son poids d'acide azotique concentré : cet acide se décompose et fournit au sélénium la quantité d'oxygène qui lui est nécessaire pour passer à l'état d'acide sélénieux. — Il est blanc, inodore, acide ; il rougit fortement la teinture de tournesol, se volatilise sans se fondre, et se condense ensuite en aiguilles tétraèdres sur les parois du vase. Il est soluble dans l'eau, qui en dissout plus à chaud qu'à froid, et le laisse cristalliser par le refroidissement ; il est décomposé par l'acide sulfureux et par le sulfite d'ammoniaque, qui s'emparent de son oxygène et en précipitent le sélénium. — Il est formé de 100 parties de sélénium et de 40, 33 d'oxygène, ou d'un atome de sélénium et deux atomes d'oxygène. — Son poids atomique est de 694, 58 = SeO^2.

Acide sélénique.

Cet acide a été découvert en 1827 par Mitscherlich. On l'obtient en chauffant ensemble, dans un creuset de platine, de l'azotate de potasse et du sélénium. L'acide azotique de l'azotate de potasse se décompose et fournit au sélénium assez d'oxygène pour le faire passer à l'état d'acide sélénique, qui reste uni à la potasse. On purifie le séléniate de potasse par dissolution et cristallisation, puis on le fait dissoudre et on le traite par une solution d'azotate de plomb : il y a double décomposition, formation d'azotate de potasse soluble et de séléniate de plomb insoluble qui se précipite : on recueille ce dernier, on le lave, puis on le délaie dans de l'eau à travers laquelle on fait passer un courant de gaz acide sulfhydrique, qui précipite l'oxyde de plomb à l'état de sulfure insoluble et met en liberté l'acide sélénique. — On filtre et on évapore.

Propriétés. L'acide sélénique est un liquide incolore, âcre, d'une densité de 2, 600, volatil sans décomposition jusqu'à +280°, se transformant au-dessus de cette température en oxygène et en acide sélénieux. Il contient toujours de l'eau dont on ne peut le priver, et qui est nécessaire au maintien de ses éléments. — Quand on le fait bouillir avec de l'acide chlorhydrique, les deux acides sont décomposés et produisent de l'eau, du chlore et de l'acide sélénieux. — Il se combine à l'eau comme l'acide sulfurique, en dégageant beaucoup de chaleur. — Il est composé de 100 de sélénium et de 60, 49 d'oxygène, c'est-à-dire un atome du premier et trois atomes du second. Son poids atomique est de 794, 58 = $Se\,O^3$.

Cet acide a beaucoup d'analogie avec l'acide sulfurique.

8° Oxygène et Chlore. Ces deux corps se combinent en quatre proportions, et forment un oxyde gazeux et trois acides.

Oxyde de chlore.

Il a été découvert en 1815 par M. Davy, et presqu'en même temps par M. Stadion. Pour l'obtenir, on fait une pâte avec du chlorate de potasse réduit en poudre, et de l'acide sulfurique étendu de son poids d'eau ; on introduit cette pâte dans un tube de verre d'un demi-pouce de diamètre et de quatre à cinq pouces de long. Ce tube est fermé à la lampe à une de ses extrémités et pourvu à l'extrémité opposée d'un tube recourbé plus étroit, qui va s'engager sous une cloche pleine de mercure. On place l'appareil verticalement dans un vase plein d'eau dont on élève graduellement la température, et l'oxyde de chlore se dégage, abondamment. Dans cette opération, une partie seulement du chlorate de potasse est décomposée en protoxyde de potassium, qui s'unit à l'acide sulfurique, et en acide chlorique, qui perd une partie de son oxygène pour passer à l'état d'oxyde de chlore; cet oxygène se combine à la partie d'acide chlorique qui est encore unie à la potasse et la fait passer à l'état d'acide hyper-chlorique.— Par conséquent, le résidu de l'opération consiste en sulfate acide de potasse, hyper-chlorate de potasse, et chlorate de potasse non décomposé.

Propriétés, L'oxyde de chlore est un gaz verdâtre, d'une odeur aromatique, susceptible d'être liquéfié sous une forte pression. — Il détruit les matières colorantes végétales. Chauffé à + 100°, il est décomposé avec violence : suivant M. Davy, deux volumes de ce gaz fournissent par leur décomposition deux volumes d'oxygène et un volume de chlore. — L'eau dissout une assez grande quantité de ce gaz et en acquiert les propriétés.

Acide hypo-chloreux.

Cet acide n'existe pas dans la nature : il se forme toutes les fois que le chlore agit sur les oxydes métalliques hydratés : une partie de l'oxyde métallique se décompose, cède son oxygène à une partie du chlore, et le transforme en acide hypo-chloreux, qui se combine à la portion d'oxyde métallique non décomposée pour former un hypo-chlorite ; en même temps le métal qui provient de l'oxyde décomposé s'empare d'une proportion convenable de chlore et forme un chlorure. C'est à ce mélange de chlorure et d'hypo-chlorite que l'on donnait, il y a peu d'années encore, le nom de *chlorure d'oxyde* : on croyait alors que le chlore s'unissait à l'oxyde métallique sans décomposer celui-ci.

Bien que l'existence de l'acide hypo-chloreux soit généralement admise depuis plusieurs années, on n'avait pas encore isolé cet acide, lorsque M. Balard annonça dans un mémoire publié tout récemment qu'il était parvenu à l'obtenir à l'état de pureté au moyen d'un procédé qu'il fit connaître, et que je transcris ici.—On verse dans des flacons remplis de chlore gazeux un petit excès d'oxyde rouge de mercure porphyrisé et délayé dans douze fois son poids d'eau : l'absorption se fait avec une telle rapidité que le flacon se brise quelquefois à cause du vide qui se produit; il se forme de l'acide hypo-chloreux par suite de l'union du chlore avec l'oxygène de l'oxyde rouge de mercure ; on filtre la liqueur et on la concentre pour obtenir l'acide hypo-chloreux *liquide*. Si on veut avoir cet acide à l'état de gaz, on introduit dans la partie supérieure d'une cloche pleine de mercure, environ 1/50 de son volume d'acide hypo-chloreux liquide concentré, et on y fait passer peu à peu des fragments d'azotate de chaux bien sec, destinés à garantir du contact du mercure le gaz acide hypo-chloreux, qui se dégage avec effervescence. Ce gaz peut être transvasé d'une cloche dans une autre, pourvu qu'on le passe rapidement, car il n'est pas sensiblement altéré par le mercure quand il le traverse sous forme de *grosses* bulles.

Propriétés. L'acide hypo-chloreux liquide est transparent et légèrement coloré en jaune quand il est concentré; son odeur est vive et pénétrante, il attaque l'épiderme et le colore en brun. Quand il est concentré, il se décompose partiellement en chlore qui se dégage et en acide chlorique : cette décomposition est d'autant plus rapide que la température est plus élevée — Il paraît être un des plus énergiques agents d'oxydation que l'on connaisse; il acidifie rapidement le brôme, le soufre, l'iode, le sélénium, le phosphore et l'arsenic, en se décomposant lui-même et fournissant son oxygène à ces corps. — Un volume d'acide hypo-chloreux est formé d'un volume d'oxygène et de deux volumes de chlore = Ch^2 O. D'après M. Balard, il reste encore à découvrir un composé de deux volumes de chlore et de trois d'oxygène, qu'il faudra nommer *acide chloreux*.

Il est à remarquer que le corps qui vient d'être examiné contient moins d'oxygène que l'oxyde de chlore, bien que le premier soit acide, et puisse saturer des bases.

Acide chlorique (*acide chloreux* de quelques chimistes).

Cet acide n'existe pas dans la nature : il se forme dans la réaction du chlore sur les oxydes métalliques dissous dans l'eau : il en résulte un mélange de chlorate et de chlorure. — On peut l'obtenir isolé en faisant dissoudre du chlorate de baryte dans quatre à cinq fois son poids d'eau et traitant cette solution par l'acide sulfurique affaibli; cet acide précipite la baryte à l'état de sulfate insoluble, et met en liberté l'acide chlorique, que l'on peut obtenir en filtrant la liqueur et la concentrant jusqu'en consistance demi-sirupeuse (Gay-Lussac). On peut encore le préparer en traitant la solution chaude de chlorate de potasse par l'acide fluorhydrique silicé, qui précipite la potasse et met l'acide chlorique en liberté (Sérullas).

Propriétés. Cet acide est liquide, incolore et inodore quand il n'est pas trop concentré, coloré en jaune et ayant une odeur analogue à celle de l'acide azotique, quand il est concentré le plus possible (Sérullas). Il rougit la teinture de tournesol sans la détruire. — Chauffé, il se décompose partiellement en chlore et oxygène.— M. Gay-Lussac a trouvé qu'il était composé de deux volumes de chlore et de cinq volumes d'oxygène; son poids atomique est 942, 64 $= Ch^2O^5$.

Acide hyper-chlorique (*acide chlorique* de quelques chimistes).

J'ai déjà eu occasion de dire que cet acide se formait pendant la réaction de l'acide sulfurique sur le chlorate de potasse (voyez *Oxyde de chlore*). L'hyper-chlorate de potasse a été observé pour la première fois par M. Stadion dans le résidu de la préparation de l'oxyde de chlore. On lave ce résidu jusqu'à ce qu'il ne soit plus acide : le sulfate acide de potasse et le chlorate de potasse sont dissous, et l'hyper-chlorate reste insoluble : on mêle ce sel avec la moitié de son poids d'acide sulfurique affaibli : l'acide hyper-chlorique est mis en liberté et peut être obtenu par une distillation ménagée. — Cet acide est liquide, incolore, inodore, volatil sans décomposition à une température de + 200°; il rougit la teinture de tournesol sans la détruire; sa densité est de 1, 65, quand il est concentré.— Il n'est décomposé ni par l'acide chlorhydrique, ni par les acides sulfureux et sulfhydrique, qui jouissent de la propriété de décomposer l'acide chlorique. — On peut l'obtenir solide, en masse, ou cristallisé en prismes quadrangulaires longs, terminés par des sommets dièdres.

Cet acide est formé de deux atomes de chlore et de sept atomes d'oxygène : son poids atomique est de 1 142, 65 $= Ch^2 O^7$

9° Oxygène et Brôme. On ne connaît qu'un seul composé d'oxygène et de brôme, qui est l'acide brômique,

Acide brômique.

Ce composé, qui a été découvert par M. Balard, n'existe pas dans la nature. On l'obtient en traitant une solution de brômate de baryte par l'acide sulfurique, qui précipite la baryte à l'état de sulfate, on filtre la liqueur et on l'évapore en consistance sirupeuse. — L'acide brômique est un liquide incolore, acide, rougissant la teinture de tournesol, puis la décolorant; son odeur est faible, sa saveur est forte sans être caustique; la chaleur le décompose partiellement en brôme et oxygène.— Il est formé de deux atomes de brôme et de cinq atomes d'oxygène : son poids atomique est 1478, 30 $= Br^2O^5$.

10° Oxygène et Iode. Ces deux corps en se combinant forment deux acides bien connus, savoir : les acides iodique et hyper-iodique. Les expériences de M. Mitscherlich rendent probable l'existence d'un troisième acide, nommé *iodeux*; M. Sementini a annoncé dans le n° de mai 1835 du *Journal de pharmacie*, que l'on pouvait préparer cet acide iodeux en combinant 100 parties d'acide iodique avec 3 parties d'*oxyde d'iode* de la plus grande densité. Quant à cet oxyde d'iode, quatrième composé d'iode et d'oxygène, il se produirait, suivant M. Sementini, lorsqu'on fait agir l'oxygène sur l'iode à une température rouge. L'existence de ce dernier composé est révoquée en doute par la plupart des chimistes.

Acide iodique.

Cet acide, que quelques chimistes modernes désignent sous le nom d'acide *iodeux*, n'existe pas dans la nature; on l'obtient, soit en faisant réagir l'oxyde

de chlore sur l'iode ; soit en soumettant à une douce chaleur, dans un matras à long col, surmonté d'un long tube, une partie d'iode nouvellement précipité, et la moitié d'un mélange de huit parties d'acide azotique et de deux parties d'acide azoteux. Dans ce dernier cas, l'iode s'acidifie aux dépens de l'oxygène de l'acide azotique, et il se dégage beaucoup d'acide azoteux. Quand tout l'iode a disparu, on ajoute peu à peu le reste du mélange acide, et on évapore jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs nitreuses ; cela fait, on dissout l'acide iodique coloré dans de l'eau distillée, et on le fait cristalliser. On le purifie par plusieurs dissolutions et cristallisations, en ayant soin, chaque fois qu'on veut le faire cristalliser, d'ajouter dans la liqueur une certaine quantité d'acide azotique, qui tend à le précipiter de sa dissolution (Boutin).

Propriétés. L'acide iodique est solide, blanc, d'une odeur d'iode à peine sensible ; il rougit la teinture de tournesol et la détruit ensuite. Il est très-soluble dans l'eau : cette solution est troublée par l'alcool et les acides sulfurique, azotique et phosphorique, qui s'emparent de l'eau et rendent l'acide iodique presque insoluble. — L'acide sulfureux liquide, versé dans la solution d'acide iodique, décompose ce dernier acide et en précipite l'iode : l'oxygène qui en provient s'unit à l'acide sulfureux. — Le phosphore, le soufre, et en général tous les composés avides d'oxygène, produisent un effet analogue. Il est formé de deux atomes d'iode et de cinq atomes d'oxygène ; et en poids, de 100 iode et 31, 92 d'oxygène. Son poids atomique est de 2079, 50 = I^2O^5.

Acide hyper-iodique.

Ce composé, que plusieurs chimistes décrivent sous la dénomination d'acide *iodique*, a été découvert en 1833 par MM. Ammermuller et Magnus. On le prépare en traitant l'hyper-iodate d'argent neutre et anhydre par de l'eau à la température ordinaire : ce liquide décompose le sel en acide hyper-iodique, qui reste dissous, et en sous-hyper-iodate d'argent insoluble ; on filtre et on fait évaporer la liqueur. Cet acide est solide, cristallisé, soluble dans l'eau, transformé en acide iodique par l'acide chlorhydrique, décomposable par la chaleur en oxygène gazeux et en acide iodique, qui se décompose lui-même en oxygène et en iode si la température est très-élevée. Il est composé de 2 atomes d'iode et de 7 atomes d'oxygène. Son poids atomique est 2279, 50 = I^2O^7.

11° Oxygène et Azote. On connaît cinq composés d'azote et d'oxygène, savoir : le protoxyde et le bioxyde d'azote, les acides azoteux, hypo-azotique et azotique.

Protoxyde d'azote,

Ce composé gazeux a été découvert par Priestley en 1772, et examiné successivement par Berthollet, M. Davy, MM. Thenard et Gay-Lussac. — Il a été désigné tour à tour par les noms de *gaz nitreux déphlogistiqué*, *oxyde nitreux*, *oxyde d'azote*, *oxydule d'azote.* Il ne se trouve point dans la nature ; on l'obtient en chauffant convenablement l'azotate d'ammoniaque desséché. On introduit environ une once de ce sel dans une petite cornue de verre munie d'un tube recourbé qui va s'engager sous la cuve à eau ; le sel fond, puis se décompose en bouillonnant et en se transformant en eau et en protoxyde d'azote ; ce dernier se dégage et peut être recueilli sous des cloches ou dans des flacons. Pour bien comprendre ce qui se passe dans cette opération, il faut savoir que l'azotate d'ammoniaque est composé d'acide azotique et d'ammoniaque ; que l'acide azotique contient 250 volumes d'oxygène pour 100 d'azote, et que l'ammoniaque est formé de 300 volumes d'hydrogène et 100 d'azote. Les 300 volumes d'hydrogène s'emparent de 150 volumes d'oxygène pour former de l'eau : les 100 volumes d'oxygène qui restent se combinent aux 200 volumes d'azote de l'acide et de la base, pour produire 200 volumes de protoxyde d'azote, qui se dégagent.

Propriétés. Le protoxyde d'azote est incolore, inodore, d'une saveur légèrement sucrée, d'une pesanteur spécifique de 1, 5269 : il entretient la combustion mieux que l'air atmosphérique ; il rallume même les bougies qui présentent un point en ignition ; quand on le respire, il produit sur l'économie des effets dignes de remarque : il détermine d'abord du vertige, du tournoiement, puis de l'agitation, et enfin un besoin de rire tout-à-fait irrésistible. Cet effet, qui a été éprouvé par plusieurs chimistes anglais, a fait donner à ce corps le nom de *gaz hilarant.* En France, les chimistes qui ont répété l'expérience n'ont pas été aussi

heureux : ils n'ont éprouvé que du malaise et des symptômes d'asphyxie.

Une chaleur très-forte le décompose en acide hypo-azotique et en azote. L'air et l'oxygène secs n'ont aucune action sur lui. — Tous les métalloïdes, excepté le chlore, le brôme, l'iode, l'azote et le silicium, le décomposent à une haute température, s'emparent de son oxygène et mettent l'azote à nu ; cette réaction s'opère avec rapidité et avec une forte élévation de température.

L'analyse de ce gaz peut se faire en introduisant dans une cloche de verre courbe 100 volumes de protoxyde d'azote, portant quelques fragments de sulfure de baryum dans la partie courbe de la cloche, et chauffant le tout avec la lampe à esprit de vin. Le sulfure de baryum s'empare de tout l'oxygène du gaz pour se transformer en sulfate de baryte ; l'azote mis en liberté occupe autant de volume que le protoxyde d'azote lui-même. Or, en retranchant de 1,5269, densité du protoxyde d'azote, 0,9757, densité de l'azote, il reste 0,5512 pour le poids de l'oxygène combiné à l'azote dans le protoxyde. Mais ce dernier chiffre représente justement la moitié de 1,1026, densité de l'oxygène : donc le protoxyde d'azote est formé d'un volume d'azote et d'un demi-volume d'oxygène, condensés en un volume ; ou en poids, de 177,03 azote et 100 oxygène $= Az^2 O$.

Bioxyde d'azote.

Ce corps a été découvert par Hales, et étudié par Priestley, M. Davy et M. Gay-Lussac. Il n'existe pas dans la nature. On le prépare dans les laboratoires en faisant réagir, à la température ordinaire, la tournure de cuivre sur l'acide azotique, à l'aide d'un appareil semblable à celui de la figure 23. On introduit dans le flacon 2 à 3 onces de tournure de cuivre que l'on recouvre de 5 à 6 onces d'eau ; puis on verse de l'acide azotique par le tube à entonnoir ; la réaction ne tarde pas à se produire et à donner lieu à de l'azotate de bioxyde de cuivre, qui reste dans le flacon et colore l'eau en bleu, et à du bioxyde d'azote qui se dégage. Voici comment il faut comprendre cette réaction : l'acide azotique se partage en deux parties ; l'une d'elles se décompose, fournit de l'oxygène au cuivre pour le faire passer à l'état de bioxyde de cuivre, et passe elle-même à l'état de bioxyde d'azote ; à mesure que le bioxyde de cuivre se forme, il se combine à la partie d'acide azotique non décomposée, et produit de l'azotate de bioxyde de cuivre. A peine l'opération est-elle commencée que l'on voit le flacon se remplir d'une vapeur jaune rougeâtre ; cette vapeur est formée par de l'acide hypo-azotique, qui provient de l'union du bioxyde d'azote avec l'oxygène de l'air du flacon ; il faut donc laisser perdre les premières portions de gaz, et n'en recueillir que lorsque celui qui remplit le flacon et les tubes est devenu totalement incolore.

Le mercure, le plomb, l'argent, etc., traités de la même manière, mais à chaud, donneraient les mêmes produits.

Propriétés. Ce gaz est incolore, sans action sur la teinture de tournesol, d'une densité spécifique de 1,039, impropre à la combustion et à la respiration, probablement sans odeur, bien qu'il soit impossible d'affirmer ce fait, puisqu'aussitôt qu'on débouche un flacon, il absorbe l'oxygène de l'air, change de nature, et se transforme en acide hypo-azotique, en formant une vapeur rutilante si épaisse qu'elle intercepte presqu'entièrement le passage de la lumière.

La chaleur et l'électricité décomposent ce gaz en azote et en acide hypo-azotique ; il n'est décomposé à la température ordinaire par aucun métalloïde ; il l'est à une température rouge par le phosphore, le charbon et le soufre. — L'eau dissout la vingtième partie de son volume de bioxyde d'azote à la température de $+ 15^o$, et sous la pression de $0^m 76$.

L'analyse du bioxyde d'azote peut se faire par le sulfure de baryum comme celle du protoxyde ; il contient deux fois autant d'oxygène que celui-ci, c'est-à-dire qu'il est formé de volumes égaux d'azote et d'oxygène, mais sans condensation. Sa composition en poids doit être représentée par azote 177,03, et oxygène 200 $= Az^2 O^2$.

Acide azoteux.

Cet acide, désigné il y a quelques années sous le nom d'*hypo-nitreux*, n'existe qu'en combinaison avec les bases ; M. Gay-Lussac a remarqué qu'il se formait lorsqu'on faisait réagir l'oxygène sur un excès de bioxyde d'azote en présence d'un oxyde métallique dissous dans l'eau : l'oxygène se combine avec le bioxyde d'azote dans la proportion d'une partie du premier pour quatre du second, et il en résulte de l'acide azoteux, qui se

combine à l'oxyde métallique pour former un sel. Cet acide ne peut être isolé des bases auxquelles il est uni, sans se décomposer en bioxyde d'azote et en acide azotique. Il est formé de deux atomes d'azote et de trois atomes d'oxygène. Sa formule est $Az^2 O^3$, et son poids atomique 477,03.

Acide hypo-azotique
(*acide nitreux* des anciens chimistes).

Il n'existe pas dans la nature, et on ne peut l'obtenir qu'en décomposant certains azotates secs par le feu; l'acide azotique dégagé de sa combinaison par l'action du calorique ne trouvant pas d'eau, et ce liquide étant indispensable au maintien de ses éléments, l'acide azotique, dis-je, se décompose en oxygène et en acide hypo-azotique : ce dernier forme des vapeurs rutilantes qui peuvent être condensées par un abaissement de température. — Dans les laboratoires, on chauffe ordinairement de l'azotate de plomb bien sec et neutre, dans une petite cornue de verre lutée, dont le col communique avec un tube recourbé en U, pourvu inférieurement d'un renflement, que l'on entoure d'un mélange de sel marin et de glace pilée, destiné à abaisser la température de la vapeur d'acide hypo-azotique et à la condenser. Après l'opération, on trouve dans la cornue le protoxyde de plomb qui était uni à l'acide azotique. L'appareil dont on se sert est représenté fig. 28.

Propriétés. L'acide hypo-azotique est liquide à la température et à la pression ordinaires. Sa couleur est variable; il est d'un jaune-orangé de 15 à 28°, d'un jaune-fauve à 0°, presque incolore à — 10°, et tout-à-fait incolore à — 20°. Son odeur est forte, sa saveur est très-acide, sa densité = 1,451; il rougit fortement la teinture de tournesol, tache la peau en jaune et la désorganise. Cet acide entre en ébullition à + 28° sous la pression de 0^m 76, et se réduit en vapeurs épaisses et rutilantes; à la température ordinaire, il répand aussi d'abondantes vapeurs de la même nature dès qu'il a le contact de l'air. C'est cet acide qui se forme lorsque le gaz bioxyde d'azote a le contact de l'air. — Quand on le verse dans une grande quantité d'eau et qu'on mêle les deux liquides par l'agitation, l'acide hypo azotique se décompose presque entièrement en bioxyde d'azote qui se dégage, et en acide azotique, qui reste dans l'eau. Si au contraire on le mêle à très-peu d'eau, il se dégage peu de gaz, et le liquide acquiert successivement les couleurs bleu-verdâtre, puis verte de plus en plus foncée, puis enfin jaune-orangé. Ces effets se produisent au fur et à mesure que l'on ajoute de l'acide dans l'eau, et en même temps que celle-ci se colore et prend des nuances qui varient du bleu au jaune, on voit le dégagement du gaz bioxyde d'azote diminuer, et enfin cesser entièrement, bien que l'on continue d'ajouter de l'acide hypo-azotique. On obtient des effets entièrement analogues en faisant passer du bioxyde d'azote à travers une suite de flacons qui contiennent de l'acide azotique plus ou moins concentré.

L'acide hypo-azotique ne se combine pas avec les bases; quand il est en contact avec celles-ci, il se décompose en acides azotique et azoteux. — Il est formé de deux atomes d'azote et de quatre atomes d'oxygène. Son poids atomique est de 577,03 = $Az^2 O^4$.

Acide azotique (*acide nitrique* des anciens chimistes, *eau-forte*).

Raymond-Lulle en a fait la découverte vers l'an 1225, en distillant un mélange d'argile et d'azotate de potasse. Cet acide n'a point encore été trouvé à l'état de liberté dans la nature; mais on le rencontre fréquemment combiné à la potasse, la soude, la chaux et la magnésie.

Préparation. Autrefois, on obtenait l'acide azotique par le procédé de Raymond-Lulle, c'est-à-dire en calcinant l'azotate de potasse (sel de nitre) avec l'argile dans des cornues de grès; un des éléments de l'argile (l'alumine) s'emparait de la potasse et mettait en liberté l'acide azotique, qui, ne trouvant pas assez d'eau, se décomposait en grande partie. Aujourd'hui, c'est par l'acide sulfurique que l'on traite l'azotate de potasse; dans les laboratoires, on exécute cette opération à l'aide de l'appareil représenté fig. 29; on introduit dans la cornue 5 à 6 parties d'azotate de potasse bien pulvérisé; on verse par-dessus, à l'aide d'un entonnoir à longue tige, 4 parties d'acide sulfurique du commerce, et, l'appareil étant bien disposé, on chauffe. Bientôt la réaction s'opère, l'acide sulfurique s'empare de la potasse en se transformant en sulfate acide de potasse, et abandonne l'eau qui lui est naturellement combinée; l'acide azotique

qui est mis en liberté s'empare de cette eau, se dégage et vient se condenser dans le ballon, qui doit toujours être entouré de glace ou de linges mouillés. Il se passe pendant le cours de cette opération plusieurs phénomènes qui doivent être notés. D'abord on voit apparaître dans la cornue une légère vapeur rouge formée de gaz hypo-azotique : cette vapeur est produite par la décomposition des premières portions d'acide azotique, qui ne trouvent pas assez d'eau pour le maintien de leurs éléments; mais à mesure que l'opération avance, la quantité de l'acide sulfurique diminue et celle de l'eau augmente; l'acide azotique qui se dégage alors se trouve dans des conditions plus favorables, et se volatilise sans se décomposer, en formant des vapeurs blanches, qui succèdent aux vapeurs rutilantes. Sur la fin de l'opération, il se forme de nouveau des vapeurs rouges très-abondantes, et la matière qui est dans la cornue se soulève et tend à passer dans le col. Ce phénomène, qui indique l'urgence d'arrêter l'opération, est encore produit par la diminution de l'eau, et en même temps par l'élévation de la température. On pourrait obvier à ces inconvénients et avoir des vapeurs blanches d'acide azotique pendant tout le cours de l'opération, en ajoutant de l'eau à l'acide sulfurique que l'on introduit dans la cornue. Il est vrai que l'azotate de potasse que l'on emploie contient presque toujours une petite quantité de sel marin (chlorure de sodium), qui contribue à la formation des vapeurs rutilantes : en effet, l'acide sulfurique, en agissant sur ce composé, tend à en dégager de l'acide chlorhydrique : celui-ci, à mesure qu'il se forme, réagit sur l'acide azotique, le décompose en se décomposant lui-même, et donne naissance à de l'eau, de l'acide hypo-azotique et du chlore.

L'acide azotique extrait par le procédé qui vient d'être décrit est coloré en jaune par de l'acide hypo-azotique, et contient en outre du chlore, et même un peu d'acide sulfurique qui a été entraîné. On le débarrasse du premier en le chauffant à une douce chaleur jusqu'à ce qu'il soit décoloré; puis on le distille de nouveau dans un appareil semblable au premier, après y avoir ajouté un petit excès d'azotate d'argent, qui, en réagissant sur le chlore et sur l'acide sulfurique, produit du chlorure et du sulfate d'argent insolubles, que l'on sépare de l'acide par la décantation de celui-ci, avant la distillation.

Propriétés. Dans son plus grand état de concentration, l'acide azotique est liquide, incolore, très-acide, d'une odeur piquante, rougissant très-fortement la teinture de tournesol, tachant la peau en jaune et la désorganisant très-promptement. Il répand des vapeurs blanches au contact de l'air; sa densité est de 1,513, d'après M. Thenard. — Chauffé dans une cornue de verre, il entre en ébullition par 86°, sous la pression de $0^{m}.76$; en se condensant, il se trouve légèrement coloré en jaune par un peu d'acide hypo-azotique qui s'est formé. — Sa vapeur est décomposable, à une haute température, en oxygène et acide hypo-azotique, comme il est facile d'en faire l'expérience en la faisant passer à travers un tube de porcelaine porté au rouge. — L'acide azotique, exposé à un froid de — 50°, se prend en une masse de consistance butyreuse. Sous l'influence de la lumière solaire, il se colore en jaune, et laisse dégager au bout de quelque temps quelques bulles d'air, dues à sa décomposition partielle. Tous les métalloïdes, à l'exception de l'azote, du chlore et du brôme, peuvent le décomposer, en s'emparant d'une partie de son oxygène, et le faisant passer à l'état de bioxyde d'azote.

L'eau se combine à l'acide azotique en toutes proportions, et donne lieu à un dégagement de calorique : une partie d'eau et deux parties d'acide azotique concentré produisent une élévation de température de 40 à 46°. — L'acide sulfurique concentré, mêlé à l'acide azotique, tend à s'emparer de son eau et à faciliter sa décomposition. Si l'on chauffe un mélange de quatre parties du premier et d'une partie du second, il se dégage de l'oxygène et d'abondantes vapeurs rutilantes, et sur la fin de l'opération, l'acide sulfurique se trouve affaibli. — L'acide chlorhydrique mêlé à l'acide azotique se décompose : son hydrogène s'unit à une partie de l'oxygène de l'acide azotique pour former de l'eau et ramener cet acide à l'état d'acide hypo-azotique ; le chlore mis en liberté reste dans la liqueur, qui, par suite de cette réaction, se trouve colorée en jaune-rougeâtre. C'est à ce mélange d'acides azotique et chlorhydrique que l'on donnait autrefois, et que l'on donne encore aujourd'hui le nom d'*eau régale*, parce qu'on s'en servait pour dissoudre l'*or*, que les

alchimistes avaient qualifié du titre de *roi des métaux*; les chimistes modernes donnent quelquefois à ce composé le nom d'acide *chloro-nitrique*. — Le bioxyde d'azote exerce une action remarquable sur l'acide azotique : si l'on place à la suite d'un appareil propre à laisser dégager du bioxyde d'azote quatre flacons tubulés, communiquant ensemble au moyen de tubes recourbés, et si on introduit dans le premier flacon de l'acide azotique très-affaibli, de l'acide moins faible dans le second, plus fort encore dans le troisième, et très-concentré dans le quatrième, on voit ces liquides se colorer diversement sous l'influence d'un courant de bioxyde d'azote. L'acide du premier flacon, pesant par exemple 1,15, absorbera à peine quelques atomes de ce gaz et restera incolore; celui du second, ayant une densité de 1,32, en absorbera notablement et deviendra vert; celui du troisième, pesant 1,41, en prendra plus que le second et deviendra jaune; enfin le quatrième en absorbera plus encore, et prendra une teinte brune. — Ces effets sont identiques à ceux qui se passent quand on mêle de l'acide hypo-azotique en plus ou moins grande proportion à une petite quantité d'eau. — L'acide azotique est composé de deux atomes d'azote et cinq atomes d'oxygène. Son poids atomique est de 677,03=$Az^2 O^5$. — Cet acide est employé pour dissoudre un grand nombre de métaux, et dans une grande quantité d'opérations chimiques et manufacturières.

Action sur l'économie et emploi thérapeutique. L'acide azotique concentré est un caustique des plus puissants; il désorganise promptement les parties qu'il touche; étendu d'une grande quantité d'eau, il n'agit plus que comme stimulant. On l'emploie avantageusement sous forme de limonade, dans les fièvres typhoïdes, les affections chroniques du foie, le scorbut, les fièvres pétéchiales. On l'a vanté en Angleterre comme anti-syphilitique, mais cette renommée n'a pu résister à l'expérience. — A l'extérieur, on l'emploie comme excitant et astringent pour combattre les ulcères atoniques et certaines maladies de la peau; concentré, il sert à cautériser les verrues, les plaies envenimées, etc.

12. Oxygène et Cyanogène. Ces deux corps peuvent se combiner en plusieurs proportions et former plusieurs acides.

Acide cyanique.

Il ne faut pas confondre cet acide avec celui qui a été découvert et décrit sous ce nom par M. Sérullas; nous verrons bientôt que ce dernier, outre le cyanogène et l'oxygène, contient encore de l'hydrogène au nombre de ses éléments. L'acide cyanique dont il doit être question ici a été découvert en 1829 par M. Wohler, et fait partie de l'urée. On le prépare en exposant l'acide *cyanurique* (acide cyanique de M. Sérullas) à la chaleur de l'eau bouillante, afin de le priver de son eau de cristallisation, puis le chauffant jusqu'au rouge dans une cornue munie d'une alonge et d'un récipient entouré de glace : l'acide cyanique se dégage sous forme de vapeurs qui viennent se condenser en un liquide incolore. — Cet acide est très-fluide, d'une odeur vive et pénétrante; chauffé, il peut se résoudre en vapeurs acides, inflammables et piquantes. Il est très-peu stable et ne tarde pas à se troubler, à devenir laiteux, et à donner lieu à des explosions très-fortes. Après cette décomposition spontanée, on trouve l'acide transformé en une substance blanche, sèche, qui a la même composition chimique que l'acide cyanurique. — L'acide cyaniqne est formé de 30,31 d'oxygène et de 100 de cyanogène; il contient en outre les éléments de l'eau s'il est hydraté.

Acide fulminique.

Cet acide, qui paraît formé d'un volume de cyanogène et d'un volume d'oxygène, n'a pas encore été isolé des fulminantes (poudres fulminantes).

Acide cyanurique.

Cet acide, qui a été décrit en 1828 par M. Sérullas, sous le nom d'acide *cyanique*, paraît formé, suivant MM. Liébig et Wohler, de 3 atomes d'oxygène, 3 atomes de cyanogène et 3 atomes d'hydrogène; M. Sérullas n'avait pas reconnu la présence de ce dernier corps dans ce composé. — On l'obtient en soumettant à une légère ébullition le perchlorure de cyanogène dans beaucoup d'eau distillée; il se forme de l'acide cyanurique, qui cristallise par l'évaporation de la liqueur, et de l'acide chlorhydrique, qui reste d'abord en solution, mais qui se dégage ensuite quand on évapore. On lave l'acide cyanurique avec de l'eau

froide, jusqu'à ce que les eaux de lavage ne renferment plus d'acide clorhydrique, puis on redissout le résidu dans l'eau chaude, on concentre un peu, et on laisse cristalliser l'acide par le refroidissement. — L'acide cyanurique est solide, blanc, cristallisé en rhombes brillants; il est peu soluble dans l'eau, rougit le tournesol. Ainsi cristallisé, il contient 21,56 centièmes d'eau de cristallisation, qui s'en dégage lorsqu'il est exposé à l'air; privé de son eau, il forme une poudre blanche qui, lorsqu'on la chauffe, se décompose en partie, et fournit de l'acide cyanique hydraté. — Il est composé de 60,82 de cyanogène, 36,87 d'oxygène, et 2,30 d'hydrogène.

§ II. Combinaison de l'hydrogène avec les métalloïdes.

Nous avons déjà étudié deux de ces combinaisons, le protoxyde et le bioxyde d'hydrogène; nous avons maintenant à examiner plusieurs autres composés, parmi lesquels il en est quelques-uns qui sont dignes de tout notre intérêt. Remarquons d'avance que parmi ces composés, il y en a six qui jouissent de toutes les propriétés des acides oxygénés, et auxquels on a donné le nom générique d'*hydracides*. Ce fut Berthollet qui le premier démontra que la propriété acidifiante n'appartenait pas exclusivement à l'oxygène, et que l'hydrogène sulfuré jouait à l'égard des bases le rôle d'un véritable acide; plus tard, de nouvelles découvertes sont venues convaincre les plus incrédules, et aujourd'hui personne ne conteste cette vérité. On peut diviser les composés hydrogénés en *neutres*, *acides* et *alcalins*.

A. Composés neutres.

1° Hydrogène et silicium. Ces deux corps se combinent en une seule proportion et forment un composé très-peu important, que l'on connaît sous le nom d'*hydrure de silicium*, et qui se produit quand on met du siliciure de potassium dans l'eau : il y a décomposition de ce liquide, dégagement d'hydrogène et formation de protoxyde de potassium soluble, et d'hydrure de silicium, qui se précipite en poudre brunâtre. Ce composé prend feu quand on le chauffe au contact de l'air, et laisse un résidu composé d'acide silicique et de silicium non-oxydé.

2° Hydrogène et carbone. Les composés que le carbone et l'hydrogène peuvent former en se combinant, sont extrêmement nombreux. Plusieurs de ces corps existent dans la nature; les autres sont des produits de l'art. Le tableau suivant, que j'ai emprunté à l'ouvrage de M. Orfila, fait connaître le nom et la composition de ces différentes substances.

Tableau *représentant la composition des combinaisons du carbone et de l'hydrogène.*

NOMS.	POIDS		VOLUME		VOLUMES produits.
	de carbone.	d'hydrogène.	de carbone.	d'hydrogène.	
Gaz hydrogène proto-carboné....	75 17	24 83	1	2	1
— sesqui-carboné...	» »	» »	3	4	2
— bi-carboné.......	85 84	14 16	2	2	1
Stéaroptène de roses...........	85 45	14 55	2	2	
Paraffine......................	Id.	Id.			
Eupione........................	non anal.	non anal.			
Huile douce de vin liquide......	Id.	Id.			
— solide.......	Id.	Id.			
Carbure dihydrique.............	85 80	14 20	4	4	1
Naphte.........................	88 02	14 98	10	8	1
Pétrole........................	Id.	Id.			
Camphogène.....................	88 48	11 52	10	8	
Huile essentielle de térébenthine.	88 40	11 60	10	8	
— citron.......	88 45	11 55	10	8	
Carbure sesqui-hydrique........	88 02	11 18	10	8	
Carbure hydrique...............	92 35	7 65	6	3	
Benzine........................	92 46	7 54	6	3	
Naphtaline.....................	93 75	6 25	5	2	
Paranaphtaline.................	93 80	6 20	5	2	
Idrialine......................	94 90	6 10	3	1	

Gaz hydrogène proto ou *demi-carboné (carbure tétrahydrique, gaz hydrogène des marais).*

Ce gaz est un des produits de la décomposition des matières organiques ; on le trouve dans la vase des marais et des eaux stagnantes, mais il n'est jamais pur, car il contient toujours de 10 à 15 centièmes d'azote et d'acide carbonique. On le recueille facilement en plongeant dans l'eau des marais des flacons remplis d'eau et renversés, dans le goulot desquels on a introduit de larges entonnoirs. En remuant la vase, le gaz se dégage et vient se rendre dans le flacon. On peut le débarrasser de l'acide carbonique en l'agitant avec de l'eau de chaux ; mais il est impossible de lui enlever l'azote qu'il contient. — L'hydrogène proto-carboné est un gaz incolore, d'une odeur désagréable, d'une densité spécifique de 0,5589 ; il est impropre à la respiration et à la combustion, et brûle à l'air avec une flamme bleue pâle, peu intense ; les résultats de cette combustion sont faciles à prévoir : l'oxygène de l'air se combine à l'hydrogène et au carbone du gaz, et produit de l'eau et de l'acide carbonique. L'eau, à la température et à la pression ordinaires, en dissout environ $\frac{4}{100}$ de son volume.

On peut connaître la composition de ce gaz en le faisant détonner dans un eudiomètre avec un excès d'oxygène. 100 volumes de gaz hydrogène proto-carboné exigent pour leur combustion complète 200 volumes d'oxygène ; après la détonation, on trouve dans l'eudio-mètre 100 volumes d'acide carbonique, qui contiennent 100 volumes d'oxygène et autant de vapeur de carbone. Les 100 volumes d'oxygène qui manquent ont dû absorber 200 volumes d'hydrogène pour former de l'eau : donc 100 volumes d'hydrogène proto-carboné sont formés de 200 volumes d'hydrogène et de 100 volumes de vapeur de carbone, condensés au tiers par la combinaison $H^2 C$; ce qui fait en poids 24, 83 d'hydrogène, et 75, 17 de carbone.

C'est ce gaz qui se dégage naturellement dans les mines de charbon de terre, et dont l'inflammation, avant l'invention des lampes de sûreté, a si souvent causé des accidents.

Gaz hydrogène sesqui-carboné.

Ce gaz a été obtenu par Morin, en décomposant, par l'action du calorique, les fils de coton, de chanvre et de lin, soumis à l'action prolongée du chlore.

Gaz hydrogène bi-carboné ou deuto-carboné. (Gaz oléfiant, carbure dihydrique.)

Ce gaz n'existe point dans la nature ; il se forme lorsqu'on fait agir le calorique sur les substances grasses, huileuses ou bitumineuses, et généralement sur les matières organiques qui contiennent beaucoup d'hydrogène et de carbone. — Dans les laboratoires, on le prépare en chauffant dans une cornue de verre munie d'un tube recourbé qui va se rendre sous une cloche pleine d'eau et renversée, en chauffant, dis-je, un mélange de 4 parties d'acide sulfurique concentré et d'une partie d'alcool à 36°. Pour bien comprendre ce qui se passe dans cette opération, il faut que l'on sache que l'alcool est formé d'oxygène, d'hydrogène et de carbone, dans des proportions telles que l'on peut représenter sa composition par deux atomes d'eau et quatre atomes d'hydrogène deuto-carboné ; ou, en d'autres termes, un atome d'eau et un atome d'éther sulfurique : car l'éther sulfurique est un composé intermédiaire à l'alcool et à l'hydrogène deuto-carboné ; il ne diffère du premier que par un atome d'eau de moins, et du second par un atome d'eau de plus. En résumé, la composition de l'alcool est $C^8 H^{12} O^2$, celle de l'éther est $C^8 H^{10} O$, et celle de l'hydrogène carboné est $C^8 H^8$ (Liébig) : ceci posé, voilà ce qui se passe : l'acide sulfurique, qui a une grande affinité pour l'eau, décompose l'alcool, et détermine ses éléments à se combiner dans un autre ordre ; si, au lieu d'employer 4 parties d'acide, on n'en employait qu'une, un atome seulement d'oxygène s'unirait à deux atomes d'hydrogène pour former de l'eau, et il résulterait de l'oxygène, de l'hydrogène et du carbone dans les proportions nécessaires pour former de l'éther : en un mot, $C^8 H^{12} O^2$ deviendrait $C^8 H^{10} O$. Mais comme on emploie un excès d'acide sulfurique, la décomposition de l'alcool est complète : les 2 atomes d'oxygène de ce liquide s'unissent à 4 atomes d'hydrogène pour former de l'eau qui est absorbée par l'acide ; il reste alors 8 atomes d'hydrogène et autant de carbone qui s'unissent pour former l'hydrogène deuto-carboné qui se dégage. — Sur la fin de l'opération, la réaction est différente : il se produit par la réaction réciproque de

l'acide sulfurique et de l'hydrogène deuto-carboné, de l'eau, de l'acide sulfureux, de l'acide carbonique et un dépôt de charbon qui colore le liquide de la cornue en noir. Quand ces effets se produisent, il faut arrêter l'opération. On purifie ce gaz en le faisant passer successivement dans l'eau, dans une solution de potasse caustique et dans de l'acide sulfurique concentré (Liébig).

Propriétés. C'est un gaz incolore, insipide, d'une très-faible odeur d'éther et d'empyreume, s'il a été bien purifié; d'une densité de 0, 9814, impropre à la respiration, sans action sur la teinture de tournesol. Il éteint les corps enflammés, mais il brûle lui-même au contact de l'air en émettant une flamme blanche très-éclatante, et en se transformant en eau, en acide carbonique et en carbone qui se précipite sous forme d'une suie noirâtre. — Suivant Dalton, il peut être entièrement décomposé en hydrogène et en carbone par une grande quantité d'étincelles électriques; après la décomposition, le volume du gaz hydrogène qui reste est double du volume primitif. La chaleur rouge produit le même effet.

L'hydrogène deuto-carboné peut se combiner, sans décomposition, avec le gaz chlore, et former un liquide de consistance huileuse, que l'on désigne sous le nom d'*hydro-bicarbure de chlore*. On forme ce composé en mêlant sous l'eau, ou bien en faisant arriver dans un ballon, volumes égaux de ces deux gaz; ils se condensent sur les parois du vase, sous forme de gouttelettes oléagineuses. C'est la consistance de ce composé qui a fait donner le nom de *gaz oléfiant* à l'hydrogène deuto-carboné. L'*hydro-bicarbure de chlore* est un liquide incolore, d'une odeur éthérée très-agréable, d'une saveur sucrée, chaude et aromatique, d'une densité de 1, 220; il est sans action sur la teinture de tournesol, entre en ébullition à + 66°, et brûle à l'air quand on l'enflamme, en produisant une flamme verte et une épaisse fumée. — D'après M. Regnault, la potasse dissoute dans l'alcool décompose l'hydro-bicarbure de chlore, et fournit du chlorure de potassium et une *nouvelle substance éthérée*. Dans cette réaction, la potasse s'empare de la moitié du chlore et d'une partie de l'hydrogène de l'hydro-bicarbure de chlore, et forme de l'eau et du chlorure de potassium. La substance éthérée est formée par l'hydro-bicarbure privé d'une partie de ses éléments. — Cette nouvelle substance est très-volatile, ne se condense qu'à 18° au-dessous de glace, et est composée de 2 atomes de carbone, 3 atomes d'hydrogène et 1 atome de chlore: par conséquent sa formule atomique est $C^2 H^3 Ch$. La formule de l'hydro-bicarbure de chlore est $C H^2 Ch$ (*Ann. de Ch.* Mars 1835).

L'hydrogène bicarboné forme avec le brôme un composé analogue à l'hydro-bicarbure de chlore; on obtient cet *hydro-bicarbure de brôme* en versant dans un flacon plein d'hydrogène bicarboné quelques gouttes de brôme, qui sont à l'instant converties en un liquide oléagineux.

La composition du gaz hydrogène deuto-carboné peut être déterminée en le faisant détonner dans l'eudiomètre avec un excès d'oxygène. 100 volumes d'hydrogène deuto-carboné exigent pour leur combustion complète, 300 volumes d'oxygène, et donnent pour résidu 200 volumes d'acide carbonique, qui sont formés de 200 volumes d'oxygène et d'autant de vapeur de carbone. Comme les 100 volumes d'oxygène qui manquent ont dû absorber 200 volumes d'hydrogène pour former de l'eau, il en résulte que 100 volumes d'hydrogène deuto-carboné sont formés de 200 volumes d'hydrogène et de 200 volumes de vapeur de carbone condensés au quart par la combinaison.

Ce gaz est employé aujourd'hui pour l'éclairage des grandes villes; on le prépare par la distillation de la houille ou de l'huile.

Les autres composés de carbone et d'hydrogène étant peu intéressants, je me contenterai d'en dire quelques mots.

Stearoptène de l'huile de roses. On donne ce nom à la partie solide de l'huile essentielle de roses, pour la distinguer de la partie liquide ou *éléoptène*. On l'obtient en comprimant cette essence entre plusieurs doubles de papier Joseph, qui s'imbibent de la partie liquide et laissent le stéaroptène pour résidu. Il est solide cristallisé, en lames, fusible à + 33°, peu soluble dans l'eau, soluble dans 500 parties d'alcool concentré.

La *paraffine*, ainsi nommée parce qu'elle a *peu d'affinité* (parum et affinis) pour les différents corps, se produit pendant la distillation sèche des substances organiques, et surtout du bois de hêtre: la paraffine se trouve dans le produit de la distillation mêlée à de l'huile pyrogénée et à d'autres principes. Elle est cristalline, incolore, sans odeur, sans

saveur, grasse au toucher, d'une densité de 0, 89. Elle entre en fusion à + 43° 65, se volatilise sans décomposition, et peut brûler à l'air avec une flamme luisante.

Eupione. Cette substance paraît contenue dans le goudron ; on l'extrait de l'huile empyreumatique animale. C'est un liquide incolore, transparent, sans saveur, sans odeur, sans action sur la teinture de tournesol, d'une densité de 0, 740 à + 22°. Il conserve sa liquidité à — 20°, entre en ébullition à + 169°, et se volatise sans résidu.

Huile douce de vin. On donnait autrefois ce nom à un produit oléagineux qui se forme pendant la préparation de l'éther sulfurique, et qui, d'après les recherches de M. Sérullas, est composé d'acide sulfurique et d'hydrogène deuto-carboné (sulfate neutre d'hydrogène carboné). Quand on chauffe ce composé dans un ballon à long col, après l'avoir mêlé avec de l'eau, il se décompose et fournit deux autres composés, dont un liquide et huileux, qui vient surnager : c'est *l'huile douce de vin liquide ;* l'autre composé cristallise en petits prismes entre-croisés au milieu même du liquide, quand on l'abandonne dans une capsule et dans un endroit frais : c'est *l'huile douce de vin solide.* On jette le tout sur un filtre qui retient ces deux substances, qui doivent être lavées jusqu'à ce qu'elles ne donnent plus de traces d'acidité. Cela fait, on abandonne sur un flacon l'entonnoir qui supporte le filtre : l'huile liquide passe lentement et l'huile solide reste sur le papier. — La première est liquide, jaunâtre, d'une odeur aromatique, d'une densité de 0, 921, susceptible de se solidifier à — 35°, et d'entrer en ébullition à + 28°. Elle ne conduit pas du tout l'électricité. — L'huile douce de vin solide est une substance brillante, cristalline, friable, d'une odeur aromatique, d'une densité de 0, 980, fusible à + 110°, volatile sans résidu à + 260°, insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool et les éthers.

Plusieurs *carbures d'hydrogène* qui se forment par l'action du feu sur les matières huileuses, et qui existent ordinairement à l'état de vapeur dans l'hydrogène deuto-carboné qui sert à l'éclairage, peuvent en être séparés lorsqu'on réduit ce gaz à la 8e partie de son volume par la compression. Ces produits ont été remarqués par M. Faraday, qui en a signalé trois, savoir : le *carbure hydrique,* le *carbure sesqui-hydrique,* et le *carbure dihydrique.* Le produit liquide qui contient ces trois composés est incolore, ou faiblement coloré, et possède une odeur d'huile brûlée. En le distillant *à la chaleur de la main* et condensant la vapeur dans un tube entouré de glace pilée et de sel, on obtient le *carbure dihydrique* (carbure d'hydrogène de Dumas.) Ce composé est liquide à — 18° ; à quelques degrés au-dessus de 0, il entre en ébullition et se transforme en un gaz incolore, combustible, d'une densité de 1, 926.

En portant le résidu à + 85°, on obtient le carbure hydrique, mêlé de carbure sesqui-hydrique ; en refroidissant ce mélange, à — 18°, ce dernier se solidifie et l'autre reste liquide.— Le *carbure hydrique* (bicarbure d'hydrogène de Dumas) est liquide, transparent, incolore, d'une odeur empyreumatique, d'une densité de 0, 850. Il cristallise à 0, entre en fusion à + 5, 5, et en ébullition à 5 + 85, 5.—Le *carbure sesqui-hydrique* (sesqui-carbure d'hydrogène de Dumas) est incolore, liquide, même à — 18°, d'une densité de 0, 860 ; il bout à + 85°.

La *benzine* a été décrite en 1834 par M. Mitscherlich. On la prépare en distillant une partie d'acide benzoïque et trois parties de chaux éteinte. C'est un liquide incolore, d'une densité de 0, 83. Il se solidifie quand on l'entoure de glace, et redevient liquide à + 7°, entre en ébullition à + 86°.

Naphte. Ce composé, qui existe abondamment en Calabre, en Sicile, etc., est un liquide incolore, presque sans saveur, d'une odeur légèrement bitumineuse, d'une densité spécifique de 0, 753 à + 16°. Il brûle à l'air en produisant une flamme blanche et fuligineuse ; il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles. Il jouit de la propriété de dissoudre à chaud le phosphore, l'iode, le camphre et la poix résine. Ce liquide bout à + 85° et peut être décomposé par une chaleur rouge. Comme il ne contient pas d'oxygène, on s'en sert pour conserver les métaux très-oxydables et surtout le potassium et le sodium. On s'en sert aussi pour l'éclairage. La médecine l'utilise quelquefois comme anthelmintique, en le dissolvant dans l'éther pour en masquer l'odeur.

Pétrole. Ce liquide se trouve abondamment dans les endroits où des volcans non éteints sont placés près des couches de houille ; il paraît être, ainsi

que le naphte, le résultat de la destruction de certains corps organiques. Monte-Ciaro, près de Plaisance, fournit le pétrole le plus pur de l'Europe. Le pétrole est transparent, incolore ou coloré en jaune, très-fluide et d'une odeur faible; il a beaucoup d'analogie avec le naphte; aussi l'emploie-t-on aux mêmes usages.

Camphogène. Ce composé, qui fait la base du camphre naturel, des camphres artificiels de térébenthine et de citron, ainsi que de l'acide camphorique, a été découvert en 1831 par M. Oppermann. On l'obtient en faisant passer plusieurs fois du camphre artificiel de térébenthine sur de la chaux calcinée. Le camphogène a l'aspect d'une huile claire et assez liquide: il se solidifie à + 10°. mais la chaleur de la main suffit pour le liquéfier. Il a une odeur faible et une saveur aromatique.

Huiles essentielles de térébenthine et de citron (Voyez Chimie végétale).

Naphtaline. Substance solide à la température ordinaire, d'une odeur légèrement aromatique, onctueuse au toucher, susceptible de cristalliser en lames rhomboïdales par sublimation. On l'obtient par la distillation du goudron qui provient de la décomposition de la houille. M. Laurent a présenté à l'institut, dans le cours de l'année 1831, un mémoire dans lequel ce chimiste fait connaître douze combinaisons que l'on obtient en traitant la naphtaline par le chlore ou par le brôme. La naphtaline perd autant d'atomes d'hydrogène qu'elle acquiert d'atomes de chlore ou de brôme, et les produits sont désignés sous les noms de *chloro* ou *brômo-naphtalase*, *naphtalèse*, *naphtalise*, etc.

Paranaphtaline. Cette substance existe aussi dans le produit de la distillation du goudron; elle est solide, cristallisée en lames, fusible à + 180°, susceptible de se sublimer avant de fondre, insoluble dans l'eau, très-peu soluble dans l'alcool et l'éther, même à chaud, soluble au contraire dans l'huile essentielle de térébenthine; elle ne peut entrer en ébullition qu'au-dessus de + 300°.

Idrialine. Elle a été découverte par M. Dumas, dans un minerai de la mine de mercure d'Idria. C'est une substance pulvérulente, très-légère, très-peu soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther bouillants, soluble à chaud dans l'huile essentielle de térébenthine, qui la laisse déposer presque entièrement par le refroidissement. Elle est très-difficile à fondre sans altération.

A tous ces composés, il faut ajouter un nouveau *carbure hydrique* que M. Pelouse a découvert récemment, et que l'on obtient en distillant l'*éthal* (substance grasse qui se produit quand on traite le blanc de baleine par la potasse) avec de l'acide sulfurique anhydre. Il est incolore et huileux; il entre en ébullition à + 260°.

3° HYDROGÈNE ET PHOSPHORE.

On ne connaît que deux combinaisons de phosphore et d'hydrogène: M. Thenard les désigne sous les noms de *proto-phosphure* et *sesqui-phosphure d'hydrogène*.

Proto-phosphure d'hydrogène.
(*Phosphure bihydrique* de M. Berzélius; *gaz hydrogène proto-phosphoré.*)

Ce composé n'existe pas dans la nature; on le prépare en chauffant de l'acide phosphoreux ou hypo-phosphoreux en solution concentrée dans une petite fiole pourvue d'un tube recourbé qui va s'engager sous une cloche pleine de mercure (fig. 25). Il se dégage du proto-phosphure d'hydrogène, et il se forme en même temps de l'acide phosphorique qui reste en solution dans la fiole. Dans cette opération, l'eau se décompose; son hydrogène s'empare d'une partie du phosphore de l'acide pour former le gaz qui se dégage, et l'oxygène sert à suroxyder le même acide et à le faire passer à l'état d'acide phosphorique. — On peut encore le préparer en faisant passer sous une cloche pleine de mercure 10 à 12 centimètres cubes d'acide chlorhydrique très-concentré, puis un gramme de phosphure de chaux récent, pulvérisé et enveloppé dans un morceau de papier Joseph. Le gaz se produit avec rapidité, et déprime le mercure.

Propriétés. C'est un gaz incolore, d'une odeur alliacée et d'une densité de 1, 214. — Il ne s'enflamme point spontanément à l'air comme le sesqui-phosphure d'hydrogène, mais cette combustion spontanée se fait observer quand on diminue la pression (Labillardière). Un mélange d'un volume de ce gaz et de 3 à 4 volumes d'oxygène détonne fortement à une température de + 150°; à plus forte raison la flamme et une étincelle électrique produisent-elles le même effet. — Ce gaz est composé de 3 atomes

d'hydrogène 18, 65, et d'un atome de phosphore 196, 15. = H^3 P. — Les travaux de Rose sembleraient prouver que ce corps offre absolument la même composition que le sesqui-phosphure, avec lequel il serait *isomère* : il n'y aurait par conséquent qu'un seul composé de phosphore et d'hydrogène (*Ann. de Ch.*, septembre 1832); mais cette opinion n'est pas encore généralement adoptée.

Sesqui-phosphure d'hydrogène.
(*Phosphure trihydrique*, de M. Berzélius. — *Gaz hydrogène perphosphoré.*)

Ce gaz n'existe pas dans la nature ; cependant on prétend qu'il forme un des produits de la décomposition spontanée de certaines matières animales qui contiennent du phosphore au nombre de leurs éléments (cerveau, nerfs), et que son dégagement à travers les fissures du sol expliquerait jusqu'à un certain point l'existence de ces flammes que le vulgaire désigne sous le nom de *feux follets*. — On le prépare dans les laboratoires en chauffant des petits morceaux de phosphore dans une solution de potasse, placée dans un petit appareil semblable à celui de la fig. 25. L'eau se décompose ; ses éléments s'unissent au phosphore pour former du sesqui-phosphure d'hydrogène, qui se dégage, et de l'acide hypo-phosphoreux, qui s'unit à la potasse. On obtient des produits analogues en chauffant une bouillie formée de chaux, de phosphore et d'eau.

Propriétés. Ce gaz, découvert par Gengembre, en 1783, est incolore, d'une odeur alliacée, d'une saveur amère, d'une densité spécifique de 1, 761. — Mis en contact avec l'air, ce gaz s'enflamme et brûle avec éclat en produisant une fumée blanche très-épaisse, formée d'acide phosphorique et de vapeur d'eau. Cette inflammation spontanée du sesqui-phosphure d'hydrogène est d'autant plus curieux que le gaz arrive en bulles plus rares dans un atmosphère tranquille. Alors chaque bulle en s'enflammant donne naissance à des espèces de cercles ou de couronnes de vapeurs blanches qui s'élèvent en grandissant et en prenant graduellement un diamètre 10 à 15 fois plus grand qu'au moment de leur formation. L'eau dissout un 40e de son volume de sesqui-carbure d'hydrogène à la température de + 10°, d'après MM. Henry et Davy, et un quart d'après M. Raymond. Cette solution a une couleur jaune, une saveur amère et une odeur alliacée ; au contact de l'air, le gaz qu'elle contient se transforme, suivant M. Raymond, en oxyde rouge de phosphore et en hydrogène.

Le sesqui-phosphure d'hydrogène, abandonné à lui-même, perd le tiers de son phosphore en deux ou trois jours, et passe à l'état de proto-phosphure. Le même effet se produit, mais presque instantanément, sous l'influence de l'électricité et d'une température élevée. — Le chlore le décompose avec rapidité et avec une vive combustion ; il se forme alors de l'acide chlorydrique et du chloride de phosphore.

On peut faire l'analyse de ce gaz en l'exposant dans une cloche courbe à l'action du fer ou du cuivre disposés en fils très-fins, et maintenus au rouge pendant une heure ; le phosphore est absorbé et l'hydrogène est mis en liberté. 100 volumes de sesqui-phosphure d'hydrogène laissent pour résidu 150 volumes d'oxygène ; c'est-à-dire qu'un volume de sesqui-phosphure d'hydrogène contient un volume et demi d'hydrogène. Or, en retranchant de 1, 761, densité du sesqui-phosphure d'hydrogène, 0, 1032, densité d'un volume et demi d'hydrogène, il reste 1, 6578 pour le poids du phosphore combiné à l'hydrogène. Avec ces données, le calcul prouve que ce gaz est composé d'un atome de phosphore 196, 15, et 2 atomes d'hydrogène 12, 479. Sa formule atomique est donc H^2 P.

Outre les deux composés qui précèdent, on a décrit trois autres combinaisons d'hydrogène et de phosphore, dont l'existence est douteuse.

4° HYDROGÈNE ET SOUFRE.

Deux composés, dont un acide, qui sera décrit bientôt sous le nom d'acide sulfhydrique, et second neutre, dont je vais m'occuper de suite.

Polysulfide d'hydrogène.

Ce composé, nommé autrefois *hydrure de soufre*, a été découvert par Schéele, et étudié de nouveau par M. Thenard en 1831. On le prépare en versant de l'acide azotique affaibli dans un grand entonnoir dont le bec est fermé par un bouchon, et y ajoutant peu à peu du sulfhydrate sulfuré de chaux ; on agite long-temps la liqueur, et on voit bientôt le polysulfide se former et se déposer sous forme d'un liquide huileux. Dans cette opération, l'acide azotique s'em-

pare de la chaux et met en liberté l'acide sulfhydrique, qui s'unit à l'excès de soufre pour former le polysulfide. — On ne pourrait pas obtenir ce composé si l'on versait l'acide azotique dans la solution du sulfhydrate sulfuré, parce que le polysulfide qui se formerait serait à l'instant décomposé par le sel.

Propriétés. C'est un liquide huileux, d'une odeur fétide d'œufs pourris, insoluble dans l'eau, décomposable à l'air en acide sulfhydrique et en soufre. — Il brûle quand on l'enflamme. — Sa composition est variable. M. Thenard en a analysé qui contenait 6 et même 8 atomes de soufre pour un atome de gaz sulfhydrique.

B. COMPOSÉS ACIDES.

Il y en a six, qui sont les acides sulfhydriqué, sélénhydrique, chlorydrique, bromhydrique, iodhydrique et cyanhydrique.

Acide sulfhydrique.
(Acide hydro-sulfurique.— Hydrogène sulfuré.)

Cet acide se trouve en abondance dans les eaux minérales dites *sulfureuses*, telles que celles de Baréges, Enghien, Bagnères, Bonnes, Cauterets, etc. — Il se produit partout où il y a du soufre et où il se dégage de l'hydrogène à l'état de gaz naissant; c'est un des produits de la fermentation putride des œufs, des matières fécales de l'homme, etc. Dans les laboratoires, on le prépare, soit en traitant le sulfure d'antimoine par l'acide chlorydrique concentré, soit en faisant agir l'acide sulfurique faible sur le sulfure de fer artificiel. Dans l'un et l'autre cas, on peut se servir du petit appareil représenté, fig. 25. La théorie de ces deux opérations est bien simple. — Dans le premier cas, il y a double décomposition: l'hydrogène de l'acide chlorhydrique s'unit au soufre du sulfure d'antimoine et forme de l'acide sulfhydrique qui se dégage; de son côté, le chlore s'unit à l'antimoine et forme du protochlorure d'antimoine.

Formule: $Sb^2 S^3 + 6 H Ch = 3 H^2 S + 2 Sb^2 Ch^3$,

Dans le second procédé, il y a décomposition de l'eau: l'hydrogène de ce composé s'unit au soufre du sulfure de fer pour produire l'acide sulfhydrique qui se dégage; l'oxygène se combine au fer et forme du protoxyde de fer qui s'empare de l'acide sulfurique et donne naissance à du sulfate de protoxyde de fer.

Formule: $Fe\ S + H^2 O + S O^3 = Fe O, S O^3 + H^2 S$.

L'acide hydro-sulfurique préparé par ce dernier procédé contient toujours une certaine quantité d'hydrogène libre qui provient probablement de la décomposition d'une portion du gaz pendant l'opération, ou bien de ce que le sulfure contenait du fer non combiné au soufre, et ayant agi pour son propre compte sur l'eau, en présence de l'acide sulfurique.

Propriétés. L'acide sulfhydrique, dont la découverte est due à Schéele, est un gaz incolore, d'une odeur et d'une saveur fétides et analogues à celles des œufs pourris; sa densité est de 1, 1912; il rougit faiblement la teinture de tournesol, éteint les corps en combustion et décolore plusieurs teintures végétales, telles que la dissolution sulfurique d'indigo, l'orseille, etc. Qnand on le fait passer à travers un tube de porcelaine rouge, il est en partie décomposé en hydrogène et en soufre. Exposé à un froid considérable et une pression très-forte, il peut se liquéfier (Faraday). — L'air et l'oxygène n'ont aucune action sur lui à la température ordinaire; mais à une température élevée l'oxygène le décompose avec violence, en donnant lieu à un dégagement de calorique et de lumière, et en produisant de l'eau et de l'acide sulfureux. On peut faire cette expérience, soit dans l'eudiomètre, soit en mélangeant les deux gaz dans un petit flacon bouché à l'émeri, que l'on a soin d'envelopper d'une serviette pliée en plusieurs doubles, avant d'enflammer les gaz avec une bougie allumée.

Quand on met le gaz sulfhydrique en contact avec un corps enflammé, il brûle avec une flamme d'un bleu pâle, en laissant déposer une légère couche de soufre sur les parois des vases où s'opère cette combustion. — L'eau à + 11° et sous la pression de $0^m 76$, dissout trois fois son volume de gaz sulfhydrique, et acquiert toutes les propriétés de ce gaz. Cette dissolution s'opère à l'aide d'un appareil de Woolf (fig. 26). Elle est fréquemment employée dans les laboratoires à titre de réactif. — Le chlore, le brôme, l'iode, décomposent le gaz acide sulfhydrique, s'emparent de son hydrogène et mettent le soufre à nu, ou s'y combinent en partie. On met cette circonstance à profit pour purifier les lieux infectés par le gaz acide sulfhydrique. — Les acides azoti-

que et hypo-azotique décomposent l'acide sulfhydrique dissous dans l'eau, absorbent son hydrogène par une partie de leur oxygène et mettent le soufre à nu; celui-ci se précipite lentement et rend la solution trouble et laiteuse. L'acide hypo-azotique jouit de cette propriété à un tel degré que les plus petites quantités d'acide sulfhydrique en solution peuvent être rendues manifestes par le trouble laiteux que l'acide hypo-azotique occasionne dans les liquides qui le contiennent. En parlant de l'acide sulfureux, j'ai déjà eu occasion de dire que lorsqu'on mettait cet acide gazeux en contact avec l'acide sulfhydrique sec, il y avait décomposition réciproque, formation d'eau et dépôt de soufre; pour que la décomposition soit complète, il faut deux volumes d'acide sulfhydrique et un volume d'acide sulfureux.

L'analyse du gaz acide sulfhydrique peut être faite en mettant ce corps en contact avec l'étain à une température élevée : le métal s'empare du soufre et met à nu l'hydrogène, dont le volume, après l'expérience, est égal à celui de l'acide sulfhydrique lui-même. Cet acide contient donc un volume d'hydrogène égal au sien. Or, en retranchant 0,0688, densité du gaz hydrogène, de 1, 1912, densité du gaz acide sulfhydrique, on obtient 1,1224, pour le poids du soufre combiné à l'hydrogène. Avec ces données, on arrive facilement à trouver que l'acide sulfyhdrique est composé de deux atomes d'hydrogène 12, 47, et un atome de soufre 201, 16 $= H^2S$.

Action sur l'économie et usage médical. Ce gaz est un des plus délétères que l'on connaisse; il asphyxie et fait périr subitement les animaux exposés à le respirer; il ne faut que $\frac{1}{1000}$ de ce gaz dans l'air pour faire périr les oiseaux que l'on y plonge, $\frac{1}{800}$ pour faire mourir un chien de taille ordinaire, et $\frac{1}{200}$ pour asphyxier un cheval. L'asphyxie à laquelle sont exposés les vidangeurs dans les fosses d'aisance est principalement due à ce gaz. D'après les expériences de Chaussier et Nysten, il est inutile que ce gaz pénètre dans les voies respiratoires pour produire ses effets délétères; il suffit pour cela qu'il soit en contact avec l'organe cutané. Le meilleur moyen pour désinfecter une atmosphère chargée de ce dangereux gaz consiste à y faire des fumigations de chlore. — Il n'est jamais employé en médecine à l'état de gaz; mais sa solution aqueuse est fréquemment utilisée. J'ai déja dit que les eaux minérales sulfureuses devaient la plus grande partie de leurs propriétés médicinales à ce gaz libre ou combiné avec un alcali. Ces eaux minérales agissent sur l'économie animale à la manière des excitants : elles augmentent l'appétit, activent la circulation, provoquent la sueur et la sécrétion des urines. On emploie ces eaux dans le traitement des maladies cutanées, des catarrhes chroniques, des affections scrofuleuses, des rhumatismes chroniques, etc.

Acide sélénhydrique (acide hydro-sélénique. — Hydrogène sélénié).

Cet acide résulte de l'union de l'hydrogène et du sélénium. Il a été remarqué par M. Berzélius en examinant l'action de l'acide sulfurique faible sur le séléniure de potassium : l'eau se décompose, ses éléments se portent sur le sélénium et le potassium pour former de l'acide sélénhydrique, qui se dégage à l'état de gaz, et du protoxyde de potassium, qui s'unit à l'acide sulfurique. On voit que la réaction est en tout semblable à celle qui se passe dans la préparation de l'acide sulfhydrique par le sulfure de fer, l'acide sulfurique et l'eau. — Le séléniure de fer donnerait le même résultat.

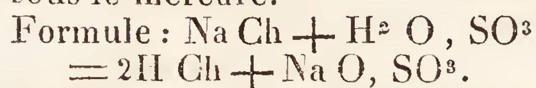
Propriétés. Ce gaz est incolore, d'une odeur qui a d'abord de l'analogie avec celle de l'acide sulfhydrique, mais qui est bientôt suivie d'une sensation douloureuse et d'une suspension momentanée de la fonction de l'odorat. Ce gaz est soluble dans l'eau; cette solution rougit la teinture de tournesol, donne à la peau une couleur brune qui ne disparaît qu'à la chute de l'épiderme; elle se décompose à l'air en devenant rouge et laissant déposer des flocons de sélénium. Il est formé d'un atome de sélénium 494, 58, et de 2 atomes d'hydrogène 12, 47 $= SeH^2$. — Ce gaz est très délétère; M. Berzélius a été gravement indisposé pour en avoir respiré quelques bulles.

Acide chlorhydrique (acide hydrochlorique.)

Il est formé par l'union du chlore et de l'hydrogène. Il paraît avoir été obtenu par Glauber; on lui a d'abord donné les noms d'*esprit de sel*, *acide marin* et *acide muriatique*, parce qu'on le retirait du sel de cuisine, nommé alors muriate de soude. — Son existence dans la nature à l'état de liberté est douteuse : on

ne le trouve presque jamais qu'à l'état de combinaison.

Préparation. On obtient le gaz acide chlorhydrique en traitant à l'aide d'une douce chaleur le sel marin ou chlorure de sodium par l'acide sulfurique; il en résulte du sulfate de soude fixe et de l'acide chlorhydrique gazeux ; dans cette opération, l'eau que contient l'acide sulfurique se décompose : son hydrogène se porte sur le chlore, qui passe à l'état d'acide chlorhydrique, tandis que son oxygène se combine au sodium et forme de la soude (protoxyde de sodium), qui est attirée par l'acide sulfurique. On peut se servir pour cela de l'appareil représenté fig. 25 ; mais il faut recueillir le gaz sous le mercure.


Formule : $Na\,Ch + H^2\,O, SO^3$
$= 2H\,Ch + Na\,O, SO^3$.

Propriétés. L'acide chlorhydrique est un gaz incolore, d'une odeur acide très-piquante, d'une densité de 1, 247, rougissant fortement la teinture de tournesol, éteignant les corps en combustion. Exposé à l'air, il répand d'abondantes vapeurs blanches dues à la combinaison de ce gaz avec la vapeur d'eau. Soumis à un froid de — 50°, il se condense sans changer d'état ; mais s'il est soumis en même temps à un grand abaissement de température et à une forte pression, il se liquéfie (Faraday). La chaleur ne lui fait subir aucune altération ; l'air et l'oxygène secs n'ont aucune action sur lui. Quand on fait passer un courant d'étincelles électriques à travers le gaz chlorhydrique, il se décompose partiellement en hydrogène et en chlore. Ce résultat peut à bon droit étonner quand on sait qu'un mélange d'hydrogène et de chlore est enflammé et se combine avec détonnation sous l'influence de l'étincelle électrique (*voyez* CHLORE). Que doit-on en conclure? C'est que le mélange gazeux dont je viens de parler ne s'enflammerait pas, s'il contenait une quantité suffisante de gaz acide chlorhydrique.

L'eau a pour le gaz acide chlorhydrique une affinité si grande qu'elle peut en dissoudre 464 fois son volume à la température de + 20°, et sous la pression de 0^m 76. On peut démontrer cette grande affinité de l'acide pour l'eau en introduisant dans ce liquide une éprouvette pleine de gaz, dont l'ouverture est maintenue bouchée par une soucoupe qui contient du mercure. Si l'on soulève légèrement cette éprouvette, de manière à permettre une communication entre le gaz et l'eau, celle-ci s'élance avec tant de rapidité dans l'éprouvette qu'elle la brise souvent en éclats.—La glace elle-même possède la propriété d'absorber rapidement l'acide chlorhydrique : on peut en faire l'expérience en introduisant un petit fragment de glace dans une éprouvette pleine de ce gaz, et placée sur le mercure ; on ne tarde pas à voir la glace fondre et déterminer l'ascension du mercure jusqu'à la partie supérieure de l'éprouvette. La solution de l'acide chlorhydrique se prépare dans les laboratoires en faisant passer un courant de gaz à travers une suite de flacons de Woolf jusqu'à saturation complète (*voyez* fig, 26). Le premier flacon ne doit contenir que la quantité d'eau strictement nécessaire pour laver le gaz. Du reste, on opère aussi par l'acide sulfurique et le chlorure de sodium : tout le sel doit être placé dans le ballon avant de mettre l'expérience en activité ; quant à l'acide, on le verse par le tube à boule, et seulement au fur et à mesure des besoins. La température doit être ménagée de telle façon que le dégagement du gaz ne soit pas trop rapide. Le gaz chlorhydrique, en se dissolvant dans l'eau, fait augmenter le volume de celle-ci, et donne lieu à une élévation de température qui affaiblit l'action dissolvante du liquide ; aussi, lorsqu'on veut préparer de l'acide chlorhydrique en solution très-concentrée, doit-on maintenir les flacons de Woolf constamment entourés de linges mouillés et fréquemment renouvelés. Une livre de sel marin suffit pour opérer, à la température ordinaire, la saturation de 11 onces d'eau distillée ; l'acide doit être étendu du tiers de son poids d'eau, et être égal en poids au sel marin que l'on veut décomposer.— C'est à cette solution que l'on donne encore dans le commerce les noms d'*acide muriatique*, *esprit de sel*, etc.

Ce liquide a une densité qui varie avec la quantité d'acide réel qu'il contient, et qui est de 1, 208, d'après M. Thenard, lorsqu'il est concentré. Il est incolore, très-caustique, d'une odeur forte et piquante ; il rougit fortement la teinture de tournesol ; soumis à l'action de la chaleur, il entre promptement en ébullition, laisse dégager une grande quantité de gaz acide chlorhydrique et s'affaiblit ; exposé à l'air, il répand d'abondantes vapeurs blanches, qui sont dues à la combinaison du gaz qui se dé-

gage, avec la vapeur d'eau; ces vapeurs blanches ne se font remarquer que lorsque l'acide est concentré. L'acide chlorhydrique du commerce est toujours impur et coloré en jaune plus ou moins foncé par du chlorure de fer.

L'acide chlorhydrique, mélangé à l'acide azotique, forme *l'eau régale*, dont j'ai déjà parlé (*voyez* ACIDE AZOTIQUE).

L'acide chlorhydrique est facilement reconnaissable à sa propriété de précipiter l'azotate d'argent en flocons blancs caillebotés, insolubles dans l'eau et les acides, et solubles dans l'ammoniaque.

Composition. En combinant directement un volume d'hydrogène et un volume de chlore, il en résulte deux volumes d'acide chlorhydrique : donc ce gaz est formé de volumes égaux d'hydrogène et de chlore sans condensation. La densité de ce gaz doit donc être égale à la moitié de la somme des densités de ces éléments : en effet 2, 4216 + 0, 0688 = 2, 4904, ce qui, divisé par 2, donne au quotient 1, 2452 pour densité de ce composé, nombre extrêmement rapproché de celui qui a été donné par l'expérience. — Son poids atomique est 227, 56 = H Ch.

Usages. On l'utilise dans un grand nombre d'opérations chimiques et manufacturières. En médecine, on l'emploie très-étendu d'eau pour faire des limonades que l'on donne dans le cours des fièvres typhoïdes, etc. On l'administre en gargarismes pour combattre les aphtes et les ulcères gangréneux de la gorge. A l'extérieur, on l'emploie comme stimulant, irritant, ou caustique, suivant les circonstances et suivant aussi son degré de concentration. Une cautérisation superficielle de la muqueuse gengivale avec cet acide *fumant* réussit merveilleusement à arrêter le ptyalisme mercuriel récent; j'ai été nombre de fois témoin de ce fait dans le service de M. Ricord, à l'hôpital du Midi.

Acide brômhydrique (acide hydrobrômique).

Cet acide est formé par la combinaison du brôme et de l'hydrogène. — On le prépare en combinant le brôme au phosphore, et faisant agir l'eau sur ce composé; il y a décomposition de ce liquide, formation d'acide brômhydrique, qui se dégage, et d'acide phosphoreux ou phosphorique, qui reste dissous. — L'acide brômhydrique est gazeux, incolore, d'une odeur acide et piquante, d'une densité de 2, 731 ; il éteint les corps en combustion, rougit fortement la teinture de tournesol, supporte une haute température sans se décomposer. Exposé à l'air humide, il répand d'abondantes vapeurs blanches : l'air sec et l'oxygène sont sans action sur lui; l'eau a pour ce gaz une très-grande affinité, et en dissout autant que de gaz chlorhydrique. — L'acide brômhydrique liquide répand comme le gaz lui-même d'abondantes vapeurs blanches au contact de l'air; on le prépare facilement en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans un mélange d'eau et de brôme; l'acide sulfhydrique est décomposé par le brôme qui s'empare de l'hydrogène et en sépare le soufre qui se précipite.

L'acide brômhydrique gazeux ou liquide est décomposé par le chlore, qui s'empare de l'hydrogène de cet acide et met le brôme en liberté.

L'analyse de l'acide bromhydrique peut être faite à l'aide du potassium, qui s'empare du brôme et laisse l'hydrogène en liberté; cet acide est formé de volumes égaux d'hydrogène et de vapeur de brôme sans condensation, ou d'un atome de brôme et d'un atome d'hydrogène. Son poids atomique est donc 247, 694 = H Br.

Acide iodhydrique (acide hydriodique).

Cet acide, qui est formé d'iode et d'hydrogène, a été découvert en 1814 par M. Gay-Lussac. On peut le préparer en introduisant dans un tube de verre, bouché à une de ses extrémités, du phosphure d'iode fait avec huit parties d'iode et une de phosphore, en humectant légèrement ce composé et le chauffant avec précaution avec la lampe à esprit de vin; l'eau se décompose : l'oxygène s'unit au phosphore pour former de l'acide phosphoreux, et l'hydrogène se combine à l'iode, et forme du gaz acide iodhydrique, qui se dégage par un tube recourbé, dont l'extrémité effilée vient se rendre au fond d'un flacon bien sec (fig. 30); l'acide iodhydrique déplace l'air du flacon en raison de sa grande densité, et finit par le remplir entièrement. On ne peut recueillir ce gaz ni sous l'eau, ni sous le mercure, parce que dans le premier cas il serait absorbé, et dans le second il serait décomposé.

Formule : $6I + 2P + 3H^2O = 6HI + P^2O^3$.

Lorsqu'on veut obtenir l'acide iodhydrique liquide, il faut opérer comme

pour l'acide brômhydrique, c'est-à-dire faire passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans de l'eau qui contient de l'iode, puis filtrer pour séparer les flocons de soufre qui se sont précipités, et enfin chauffer la liqueur avec précaution pour en chasser l'excès d'acide sulfhydrique.

Propriétés. L'acide iodhydrique est un gaz incolore, d'une odeur forte et piquante, d'une saveur acide et astringente, d'une densité de 4, 4288 ; il éteint les corps en combustion, rougit la teinture de tournesol et répand des vapeurs blanches dans l'air. Il se décompose en partie à une température rouge, mais sa décomposition est complète, s'il est mêlé avec du gaz oxygène; dans ce cas, il y a formation d'eau, et l'iode est mis en liberté.

Le chlore le décompose, s'empare de son hydrogène, et met à nu l'iode, qui apparaît aussitôt sous forme de belles vapeurs violettes; si l'on fait agir la solution de chlore sur celle d'acide iodhydrique, le même effet est produit, mais l'iode mis en liberté se dissout d'abord dans le liquide en le colorant en jaune-brunâtre de plus en plus foncé; il ne se précipite que lorsque tout l'acide hydriodique est décomposé. — Le brôme agit de la même manière, ce qui prouve évidemment qu'il a plus d'affinité pour l'iode que n'en a l'hydrogène. — Les acides chlorhydrique, sulfhydrique, sulfureux, n'ont aucune action sur l'acide iodhydrique, mais les acides azotique et sulfurique concentrés le décomposent, en s'emparant de son hydrogène par une partie de leur hydrogène, et en donnant lieu à la formation d'eau, d'un dépôt d'iode, de gaz acide sulfureux ou de bioxyde d'azote. — Plusieurs métaux, tels que le potassium, l'étain, le fer, etc., agissent sur ce composé comme sur les acides chlorhydrique et brômhydrique, c'est-à-dire qu'ils s'emparent de l'iode et mettent en liberté l'hydrogène, qui, après l'expérience, forme toujours la moitié du gaz acide iodhydrique.

L'eau a pour ce gaz une affinité non moins grande que pour les deux composés précédents ; la solution d'acide iodhydrique se colore peu à peu par son exposition à l'air, et prend une teinte jaune-brunâtre de plus en plus foncée; cette coloration est due à une décomposition spontanée de l'acide iodhydrique : l'hydrogène se dégage, et l'iode mis en liberté se combine avec la portion d'acide non décomposée, et la transforme en acide *iodhydrique iodurė.*

La composition de ce corps doit être représentée par un atome d'iode 768,781, et un atome d'hydrogène 6, 239. Sa formule atomique est HI.

Acide fluorhydrique ou phtorohydrique (acide hydro-fluorique).

Il a été découvert par Schéele en 1771 et obtenu pur, pour la première fois, par MM. Gay-Lussac et Thenard. On peut l'obtenir en traitant le fluure de calcium (spath-fluor) par l'acide sulfurique concentré, dans un appareil composé d'une cornue de plomb formée de deux pièces qui s'emboîtent l'une sur l'autre, et communiquent avec une alonge courbe, également en plomb, dont l'extrémité opposée à la cornue est percée d'un petit trou que l'on tient fermé avec un petit bouchon du même métal. — On introduit le fluure de calcium pulvérisé et passé au tamis, dans la partie inférieure de la cornue ; on verse par-dessus deux fois son poids d'acide sulfurique concentré, on délaie le tout avec une spatule de platine, puis on dispose convenablement l'appareil, en ayant soin de bien luter toutes les jointures et d'entourer l'alonge d'un mélange de glace pilée et de sel marin ; enfin, on chauffe avec modération, afin de ne pas faire fondre le plomb (*voyez* fig. 30). Bientôt on entend une ébullition due au dégagement d'acide fluorhydrique qui passe dans l'alonge où il se condense en entier ; lorsque ce bruit cesse, l'opération est terminée. — Pour avoir une quantité un peu notable d'acide fluorhydrique, il faut opérer au moins sur 110 grammes de fluure de calcium. — Lorsque l'appareil est refroidi, on le délute avec soin, en prenant toutes les précautions nécessaires pour se préserver de sa vapeur ou du contact de l'acide liquide, et on trouve dans l'alonge l'acide, qui doit être immédiatement transvasé dans un flacon d'argent ou de plomb.

Propriétés. L'acide fluorhydrique est un liquide incolore, d'une odeur piquante et pénétrante, d'une saveur caustique insupportable, rougissant fortement la teinture de tournesol. D'après M. Thenard, il ne se congèle point par un abaissement de température de — 40°. Il entre en ébullition à + 15° environ, d'après M. Berzélius. Le gaz oxygène et les métalloïdes sont sans action sur

lui. Lorsqu'on l'expose à l'air, il répand d'abondantes vapeurs blanches ; il se combine à l'eau en toutes proportions ; quand on laisse tomber une goutte de cet acide dans l'eau, il se produit un bruit semblable à celui qui se manifeste quand on plonge un fer rouge dans ce liquide. Le potassium agit avec violence sur cet acide, et donne lieu à un dégagement d'*hydrogène* et à la formation d'une substance solide, blanche, qui est probablement du fluure de potassium. — Cette expérience indique bien évidemment la présence de l'hydrogène dans l'acide fluorhydrique, à moins d'admettre que l'hydrogène qui se dégage provient de la décomposition d'une certaine quantité d'eau dont on *supposerait* la présence dans cet acide. — En général, les chimistes semblent s'accorder à considérer ce composé comme un hydracide analogue par sa composition aux acides chlorhydrique, brômhydrique, iodhydrique, et formé comme eux d'un demi-volume de gaz hydrogène et d'un demi volume de fluor. — M. Berzélius le regarde comme un composé de 94, 93 de fluor, et de 5, 07 d'hydrogène. Sa formule atomique est HF.

Cet acide attaque fortement le verre, le corrode, et ne tarde pas à en opérer la perforation : aussi est-il impossible de le préparer et de le conserver dans des vases de verre. Il exerce sur les tissus vivants une action au moins aussi puissante ; aussi forme-t-il le caustique le plus énergique que l'on connaisse.— On s'en sert dans les arts pour dépolir le verre et pour le graver

Acide cyanhydrique (*acide hydrocyanique — prussique*).

Ce composé intéressant est formé par la combinaison de l'hydrogène et du cyanogène. C'est aux travaux de M. Gay-Lussac que nous devons la connaissance de la composition de ce corps. On peut préparer cet acide par plusieurs procédés : le moyen qui a été indiqué par M. Gay-Lussac consiste à traiter le cyanure de mercure par les deux tiers de son poids d'acide chlorhydrique un peu concentré. On introduit le mélange de cyanure et d'acide dans une petite cornue tubulée, au bec de laquelle on adapte un tube de verre long de 40 pouces, et d'un demi-pouce de diamètre environ (fig. 32). Le premier tiers de ce tube du côté de la cornue contient des fragments de marbre blanc ; les deux autres tiers sont remplis de morceaux de chlorure de calcium. Ce tube se continue avec un autre tube plus petit, recourbé en U, pourvu d'un renflement à la partie inférieure de sa courbure, et allant en dernier ressort se rendre sous une cloche remplie d'eau. La partie renflée de ce dernier tube est entourée d'un mélange de glace pilée et de sel pendant toute la durée de l'opération. L'appareil étant bien disposé et les jointures étant convenablement lutées, on chauffe la cornue avec beaucoup de précaution : un ou deux charbons allumés suffisent ; par l'action de la chaleur l'acide chlorhydrique réagit sur le cyanure de mercure et produit, par double décomposition, de l'acide cyanhydrique et du deutochlorure de mercure. L'acide se volatilise en entraînant quelquefois avec lui un peu d'acide chlorhydrique ; mais celui-ci est bientôt arrêté par les fragments de marbre (carbonate de chaux) qui le décomposent en se décomposant eux-mêmes, et produit de l'acide carbonique qui va se dégager à l'extrémité de l'appareil, de l'eau qui est absorbée par le chlorure de calcium qui remplit les deux tiers du tube, et enfin du chlorure de calcium fixe (*voyez*, pour l'explication de ces phénomènes, l'article ACIDE CARBONIQUE). Enfin, l'acide cyanhydrique, privé de vapeur d'eau et d'acide chlorhydrique, arrive dans le tube recourbé, où il se trouve soumis à un abaissement de température qui en opère la condensation. On peut encore le préparer en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique à travers un tube légèrement chauffé et contenant du cyanure de mercure : ce tube communique, comme dans l'opération précédente, avec un récipient entouré de glace ; la théorie de cette opération est tout-à-fait identique à celle que je viens de détailler ; il ne s'agit que de substituer le soufre de l'acide sulfhydrique au chlore de l'acide chlorhydrique. On reconnaît que l'on a fait passer une assez grande quantité d'acide sulfhydrique, quand on sent l'odeur d'œufs pourris à l'extrémité du tube de décharge qui termine l'appareil.

Il est bon d'observer par anticipation que l'acide cyanhydrique n'est jamais employé à l'état de pureté en médecine, mais qu'il est toujours mêlé d'une certaine quantité d'eau prescrite par les formulaires. Or, quand on veut se procurer de l'acide cyanhydrique médicinal, on ne va pas perdre son temps à faire de

l'acide anhydre pour le dissoudre ensuite dans l'eau; il y a un moyen plus simple de parvenir de suite au but que l'on se propose : ce moyen consiste à faire passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans une solution aqueuse de cyanure de mercure, jusqu'à ce que tout le mercure soit précipité à l'état de sulfure, puis à filtrer et à traiter la liqueur par le carbonate de plomb, qui précipite l'excès d'acide sulfhydrique (Proust). Pour préparer l'acide cyanhydrique médicinal, il paraît qu'il faut un gros de cyanure de mercure par once d'eau distillée (Pelletier et Caventon).

Propriétés. L'acide cyanhydrique anhydre est un liquide incolore, d'une odeur forte, et qui, en petite quantité, a de l'analogie à celle des amandes amères, d'une saveur d'abord fraîche, puis brûlante, d'une densité spécifique de 0,7058 à + 7°. Il rougit faiblement le tournesol, se solidifie et cristallise en une masse fibreuse à — 15°, entre en ébullition à + 26° 5, et produit par sa volatilisation spontanée à l'air libre assez de froid pour se congeler lui-même. — Abandonné à lui-même dans des vases bien fermés, à l'abri de l'air et de la lumière, il se décompose très-rapidement, quelquefois en moins d'un jour, et même d'une heure, et se transforme en une masse brunâtre qui dégage une vive odeur d'ammoniaque, et qui paraît formée d'un excès de cet alcali, puis de cyanhydrate d'ammoniaque et de charbon azoté. M. Orfila affirme avoir vu de l'acide cyanhydrique conserver au bout de quatre ans sa limpidité, ses propriétés chimiques et toute son action énergique sur l'économie animale; il avait été préservé du contact de la lumière.

La chaleur opère aussi la décomposition de l'acide cyanhydrique : on peut en faire l'expérience en faisant passer dans un tube de porcelaine rougi au feu et contenant des fils de fer, une certaine quantité de vapeur d'acide cyanhydrique; il y a décomposition de cet acide, dépôt de charbon autour des fils de fer, et dégagement d'hydrogène et d'azote, qui restent mélangés.—Le potassium chauffé dans la vapeur de cet acide agit comme il le fait avec les hydracides que nous avons précédemment étudiés : il s'empare du cyanogène et met en liberté l'hydrogène, dont le volume représente justement la moitié de celui de la vapeur acide. — L'oxygène décompose cet acide sous l'influence d'une étincelle électrique ou d'une température élevée; il y a détonnation, formation d'eau, d'acide carbonique, et mise en liberté de l'azote. En opérant dans l'eudiomètre, on trouve que 100 volumes de vapeur acide exigent 125 volumes d'oxygène pour leur combustion complète : le résidu est formé de 100 volumes d'acide carbonique et de 50 volume d'azote. — On peut calculer, d'après cela, que 100 volumes de vapeur acide contiennent 100 volumes de vapeur de carbone (représentés par l'acide carbonique), 50 volumes d'hydrogène (qui ont dû former de l'eau avec les 25 volumes d'oxygène qui n'ont pas servi à brûler de carbone) et 50 volumes d'azote, condensés en 100 par l'effet de la combinaison. — Ou bien, en d'autres termes, que 100 volumes de vapeur d'acide cyanhydrique sont formés de 50 volumes de cyanogène et de 50 volume d'hydrogène, sans condensation (*voyez* Cyanogène). — Sa formule atomique est Az C^2 H.

De tous les métalloïdes qui ont été mis en contact avec cet acide, il n'y a que le soufre et le chlore qui aient de l'action sur lui. — Le soufre paraît s'y combiner sans le décomposer, tandis que le chlore le décompose et donne naissance à de l'acide chlorhydrique et à du protochloride de cyanogène (Sérullas).

M. Lassaigne a démontré que la présence de l'acide cyanhydrique dans les liquides pouvait être rendue manifeste par les sels de peroxyde de fer et ceux de bioxyde de cuivre. Si à une portion d'eau contenant de petites quantités d'acide cyanhydrique, on ajoute quelques gouttes de solution de potasse, et qu'on y verse ensuite du persulfate de fer, il se produit un précipité brun verdâtre qui acquiert une couleur bleue foncée par l'addition de quelques gouttes d'acide sulfurique ou chlorhydrique. L'emploi du sulfate de bioxyde de cuivre donne un précipité blanc et rend l'eau laiteuse. Le premier de ces réactifs permet de reconnaître $\frac{1}{40000}$ d'acide cyanhydrique dissous dans un liquide incolore; le second est bien plus puissant encore, puisqu'il peut démontrer la présence de $\frac{1}{20000}$ d'acide.

L'acide cyanhydrique existe tout formé dans la nature; on le trouve dans les feuilles du laurier-cerise, les amandes amères, les fleurs de pêcher, etc., qui lui doivent leurs propriétés toxiques.

Action sur l'économie et emploi thérapeutique. L'acide cyanhydrique est le poison le plus violent que l'on connaisse, même à des doses extrêmement faibles.

Une seule goutte portée dans la gueule d'un chien, ou sur la muqueuse de ses yeux, etc., le fait périr en quelques secondes; sa vapeur produit des effets aussi redoutables, les oiseaux auxquels on la fait respirer en présentant leur bec à l'ouverture du flacon qui le contient meurent immédiatement.—Étendu d'une grande quantité d'eau et donné à petites doses, il agit d'abord comme stimulant, mais bientôt cette stimulation disparaît et fait place à une diminution de la sensibilité et de la contractilité musculaire, qui peut aller jusqu'à la prostration, sans être accompagnée, toutefois, de sueurs et de somnolence, comme cela arrive quand on a fait usage des opiacés. — L'acide cyanhydrique, convenablement administré, agit donc comme un puissant calmant. On peut l'employer à ce titre dans le traitement des toux nerveuses, des accès d'asthme, de la coqueluche, de certaines névralgies, etc. C'est M. Magendie qui, en France, a le premier appelé l'attention des médecins sur ce médicament. On l'a vanté contre la phthysie pulmonaire; mais l'expérience n'a pas tardé à démontrer qu'il ne méritait pas sous ce rapport la réputation qu'on lui a faite; s'il peut être de quelque utilité dans le traitement de cette redoutable affection, c'est en calmant la toux qui tourmente les malades. — Dans les pharmacies, l'acide cyanhydrique est toujours affaibli d'une certaine quantité d'eau qui donne de la stabilité à ses éléments : suivant qu'il est étendu de 3 ou de 5 parties d'eau, on le connaît sous le nom d'acide *au quart* ou *au sixième*.

C. COMPOSÉS ALCALINS.

Il n'y en a qu'un seul qui résulte de la combinaison de l'hydrogène et de l'azote: — C'est l'*ammoniaque*.

Ammoniaque, alcali volatil des anciens, *azotide d'hydrogène* de M. Berzélius, *azoture d'hydrogène*, *gaz hydrogène azoté*, etc.

Ce composé n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec plusieurs acides, dans le règne minéral et le règne animal. On l'extrait du chlorhydrate d'ammoniaque par l'action de la chaux vive. Pour cela, on introduit dans un petit ballon (fig. 25) un mélange à parties égales de chlorhydrate d'ammoniaque (sel ammoniac) et de chaux bien pulvérisés séparément. On ajoute au ballon un tube recourbé qui va s'engager sous la cuve à mercure, puis on chauffe, et la réaction s'opère. La chaux s'empare de l'acide chlorhydrique, s'y combine en donnant, par double décomposition, naissance à de l'eau et à du chlorure de calcium; l'ammoniaque, mise en liberté, se dégage, chasse d'abord l'air des vases, et sort enfin à l'extrémité du tube. On reconnaît qu'elle est pure, lorsqu'elle se dissout entièrement dans l'eau.

Propriétés. Le gaz ammoniac est incolore, d'une odeur forte et suffocante, d'une saveur âcre et caustique, d'une densité spécifique de 0,5912; il verdit fortement le sirop de violettes, ramène au bleu le tournesol rougi par les acides, peut neutraliser ceux-ci en s'y combinant, et en donnant naissance à des sels, et se comporte enfin tout-à-fait comme les oxydes métalliques, auxquels on donnait autrefois le nom d'*alcalis*. C'est là ce qui l'a fait nommer *alcali volatil*. — L'ammoniaque éteint les corps en combustion; cependant, lorsqu'on plonge une bougie allumée dans une éprouvette pleine de ce gaz, on remarque d'abord le disque de la flamme s'agrandir, ce qui est dû à la décomposition partielle du gaz ammoniac et à la combustion de son hydrogène par l'oxygène de l'air.

Soumis à un froid de — 48°, ce gaz se condense sans changer d'état (Thenard); cependant une expérience de M. Bussy semblerait prouver que le froid considérable qui se développe par l'évaporation de l'acide sulfureux liquéfié, suffit pour faire passer le gaz ammoniac à l'état liquide. Si on le soumet en même temps à un grand froid et à une forte pression, il se convertit en un liquide incolore (Faraday). —Le gaz ammoniac résiste à l'action d'une chaleur rouge-cerise : on peut en faire l'expérience en faisant passer de l'ammoniaque dans un tube de porcelaine verni intérieurement pour le rendre imperméable aux agents extérieurs, et entouré de charbons ardents; en recueillant le gaz qui a traversé ce tube dans des éprouvettes graduées, que l'on plonge ensuite dans l'eau, on voit ce liquide dissoudre rapidement tout le gaz, ce qui n'arriverait pas si l'ammoniaque était décomposée. Mais si l'on place dans le tube de porcelaine des fils de fer ou de cuivre (Despretz et Cagniard de Latour), ou simplement des fragments de porcelaine (Vauquelin) destinés à multiplier les sur-

faces de contact du gaz, l'ammoniaque est décomposée et le mélange d'hydrogène et d'azote qui provient de cette décomposition est tout-à-fait inodore, n'est plus absorbé par l'eau et a doublé de volume. — Le fluide électrique agit de la même manière, lorsque son action est long-temps prolongée, et que son passage à travers le gaz a lieu par une série d'étincelles : ici encore le volume du gaz est doublé et formé de trois parties d'hydrogène et d'une partie d'azote.

L'oxygène n'agit sur l'ammoniaque qu'à une température élevée : un mélange de ces deux gaz s'enflamme avec détonnation quand on approche une bougie allumée du flacon qui le contient, ou bien lorsqu'on y fait passer une étincelle électrique. Par suite de cette combustion, l'ammoniaque est décomposée ; son hydrogène s'unit à l'oxygène pour former de l'eau, et son azote devient libre, à l'exception d'une petite quantité, qui s'unit à une proportion convenable d'oxygène pour former un peu d'acide azotique. Cette expérience peut se faire sans danger, soit dans un flacon bouché à l'émeri, que l'on entoure d'une serviette pliée en plusieurs doubles avant de mettre le feu au mélange, soit en introduisant celui-ci *en très petite quantité* dans l'eudiomètre et l'enflammant par l'étincelle électrique.

Parmi les métalloïdes qui ont été mis en contact avec l'ammoniaque, l'hydrogène et l'azote sont sans action sur lui : le charbon en absorbe une grande quantité à la température ordinaire (*voyez* CARBONE) ; mais il n'en opère la décomposition qu'à une température élevée ; en faisant passer de l'ammoniaque sur du charbon porté au rouge dans un tube de porcelaine, on obtient du gaz hydrogène carboné, de l'azote, et une vapeur qui a l'odeur d'amandes amères, et que M. Clouet croit être de l'acide cyanhydrique. — En faisant arriver du gaz ammoniaque et du soufre en vapeur dans un tube de porcelaine porté au rouge, il y a décomposition partielle du gaz, dégagement d'azote et formation d'acide sulfhydrique qui s'unit à la portion d'ammoniaque non décomposée pour former du sulfhydrate d'ammoniaque. — Le chlore agit comme le soufre, mais avec plus d'énergie et à la température ordinaire ; cette réaction s'accompagne d'élévation de température, d'émission d'une vive lumière et de dégagement d'une fumée épaisse qui est formée de chlorhydrate d'ammoniaque. — L'iode agit comme le chlore et le soufre ; mais au lieu de dégager l'azote, il s'y combine et forme un composé solide noirâtre, qui, lorsqu'il est sec, se décompose et détonne avec la plus grande facilité : c'est l'azotide d'iode. Cet effet ne se produit que lorsqu'on met l'iode en contact avec la solution aqueuse d'ammoniaque, car si l'on fait agir ce métalloïde sur l'ammoniaque à l'état de gaz, il y a union des deux corps et formation d'un liquide visqueux qui ne détonne pas, mais qui fournit de l'azotide d'iode, si on le verse dans l'eau.

L'eau à la température et à la pression ordinaires peut dissoudre 430 fois son volume de gaz ammoniac ; elle a pour ce gaz une affinité si grande que lorsqu'on la met en contact avec l'ouverture d'un vase qui en est rempli, elle s'y élance avec autant de rapidité que dans le vide ; on peut faire cette curieuse expérience en remplissant une cloche ou une éprouvette de gaz ammoniac pur, la plaçant sur une petite soucoupe contenant du mercure pour intercepter toute communication avec l'air extérieur, la plongeant dans cette position au fond d'une terrine remplie d'eau, puis la soulevant un peu pour permettre à l'eau d'y entrer. — Ce n'est jamais qu'en solution dans l'eau qu'on emploie l'ammoniaque. On prépare cette solution dans les laboratoires en dégageant du gaz ammoniac d'une cornue placée dans un fourneau à réverbère, et faisant passer ce gaz dans une suite de flacon de Woolf. La cornue doit être remplie jusqu'aux $\frac{4}{5}$ du mélange de sel ammoniac et de chaux vive ; le tube recourbé qu'on lui adapte doit avoir un diamètre un peu grand, afin de s'obstruer moins facilement par la portion de sel ammoniac qui échappe à la réaction et se sublime ; enfin, le premier flacon ne doit contenir qu'une très petite quantité d'eau destinée à laver le gaz, et les autres flacons doivent être entourés de linges imbibés d'eau froide pendant toute la durée de l'opération, afin de conserver à l'eau sa faculté dissolvante, qu'elle perdrait par l'élévation de sa température. — D'un kilogramme de sel ammoniac, on peut obtenir assez de gaz pour saturer un kilogramme d'eau à la température et à la pression ordinaires. — La solution aqueuse d'ammoniaque (*ammoniaque liquide*) est incolore : son odeur, sa saveur, son action sur le sirop de violette et la teinture rouge de

tournesol rappellent celles du gaz. Sa densité, lorsqu'elle est aussi concentrée que possible, est de 0,8750, elle contient alors 32,50 pour cent de gaz : cette densité augmente au fur et à mesure que la quantité du gaz ammoniac est moins considérable.

Composition. Nous avons déjà vu qu'en décomposant le gaz ammoniac par la chaleur ou par l'électricité, le volume du gaz doublait, et qu'en l'analysant, on le trouvait formé de trois parties d'hydrogène et une partie d'azote : ainsi 100 volumes de ce gaz deviennent 200 par leur décomposition, et sont formés de 150 volumes d'hydrogène et de 50 volumes d'azote : en déterminant le poids de ces deux gaz d'après leur densité spécifique, on trouve que l'ammoniaque est formé de 100 parties (en poids) d'azote et de 21,15 d'hydrogène.— Comme les oxydes métalliques auxquels on donne le nom d'*alcalis fixes* (potasse, soude, etc.) contiennent de l'oxygène, et que l'ammoniaque se comporte absolument comme eux, il a été naturel de croire que l'*alcali volatil* (ammoniaque) en contenait aussi. Depuis la découverte de la composition des alcalis fixes par M. Davy, plusieurs chimistes, et surtout Berthollet fils, MM. Davy et Berzélius se sont livrés à des expériences multipliées dans le but de trouver cet oxygène ; mais toutes ces expériences ont été infructueuses. M. Davy a été jusqu'à supposer que l'hydrogène et l'azote n'étaient que les oxydes d'un même métal qu'il a nommé *ammonium* ; que ce métal devait se combiner à de l'oxygène pour former de l'ammoniaque, qui, dans cette supposition, ne serait qu'un *oxyde d'ammonium.* M. Berzélius a donné du poids à cette hypothèse par son imposante autorité, et a même cherché à calculer, d'après la composition des sels ammoniacaux, les quantités en poids d'ammonium (53,4) et d'oxygène (46,6) qui devraient faire partie de l'ammoniaque. — Cette opinion est bien loin d'être généralement reçue ; elle est au contraire rejetée par la presque totalité des chimistes français.

Action sur l'économie et emploi thérapeutique. L'ammoniaque liquide et concentrée détermine rapidement sur la peau de la rougeur, de la douleur, des phlyctènes, et même une eschare. Respiré à l'état de gaz ou introduit dans l'estomac, ce corps développe bientôt des symptômes inflammatoires et nerveux qui peuvent être suivis de la mort. — L'ammoniaque liquide est journellement employée comme rubéfiant dans le traitement des rhumatismes chroniques, des tumeurs froides, de certaines névralgies, etc. On l'emploie encore à titre de caustique pour cautériser les plaies faites par les animaux venimeux, désorganiser certains tissus, produire rapidement des vésicatoires (pommade de Gondret) ; on la fait prendre intérieurment, à petites doses, dans le traitement de certaines éruptions cutanées difficiles ou supprimées brusquement, des fièvres ataxiques, de certaines fièvres putrides accompagnées d'affaissement, etc.

§ III. COMBINAISONS DU BORE AVEC LES MÉTALLOÏDES.

Elles sont peu nombreuses et peu importantes.

1° BORE ET CHLORE. Le bore s'unit en une proportion avec le chlore et forme un composé gazeux que l'on nomme *chloride de bore*, *chlorure de bore* ou *acide chloro-borique*, et que l'on obtient, soit en faisant brûler le bore dans du chlore gazeux sec, soit en faisant passer un courant de chlore sec sur un mélange d'acide borique desséché et de charbon calciné : dans ce dernier cas, il se forme du chloride de bore et de l'oxyde de carbone, que l'on ne peut séparer l'un de l'autre. Ce gaz est incolore, d'une odeur piquante, d'une densité de 3,942. Il rougit la teinture de tournesol et répand des vapeurs blanches à l'air ; l'eau le décompose en acide chlorhydrique et en acide borique.

2° BORE ET SOUFRE. On peut combiner ces deux corps en chauffant le bore jusqu'au rouge-blanc dans du soufre réduit en vapeurs ; il brûle avec une flamme rouge et forme un composé qui n'a pas encore été bien examiné (Berzélius).

3° BORE ET FLUOR. Ces deux corps peuvent se combiner et donner naissance à un composé que l'on nomme acide *fluo-borique*, ou *phtoro-borique*, ou bien encore *fluorure de bore.*

Acide fluo-borique.

Il a été découvert en 1818 par MM. Thenard et Gay-Lussac. — On l'obtient par la réaction mutuelle de l'acide fluorhydrique et de l'acide borique. — On prend une partie d'acide borique vitrifié

et deux parties de fluure de calcium, tous deux bien pulvérisés ; on les introduit avec 12 parties d'acide sulfurique concentré, dans une fiole munie d'un tube propre à recueillir les gaz sous le mercure (fig. 25), et on chauffe. Il se dégage bientôt un gaz qui chasse l'air et vient se rendre sous les cloches. Les réactions qui se passent, peuvent être expliquées de deux manières : ou bien l'eau est décomposée comme dans la préparation de l'acide fluorhydrique (voyez *acide fluorhydrique*), mais cet acide, au lieu de se dégager, réagit aussitôt sur l'acide borique et donne lieu, par double décomposition, à la formation d'eau et d'acide fluo-borique, ou bien l'on peut admettre que l'acide borique cède son oxygène au calcium du fluure de calcium, pour former de la chaux (protoxyde de calcium) qui s'unit à l'acide sulfurique, tandis que le bore se combine directement au fluor, pour donner naissance au gaz acide fluo-borique. La première explication me semble plus rationnelle ; d'ailleurs ce qui prouve qu'il y a d'abord décomposition de l'eau et formation d'acide fluorhydrique, c'est que les vases de verre dans lesquels on fait cette opération, sont fréquemment corrodés par un peu d'acide fluorhydrique qui a échappé à l'action de l'acide borique, et qui se dégage pour son propre compte.

Propriétés. Le gaz acide fluo-borique est incolore, d'une odeur piquante et suffocante, d'une densité spécifique de 2,3124. Il rougit fortement la teinture de tournesol, éteint les corps en combustion, et répand au contact de l'air des vapeurs blanches, abondantes et épaisses. C'est le plus soluble de tous les gaz ; l'eau à la température ordinaire en absorbe à peu près 700 fois son volume et acquiert une densité de 1,770. Cette solution est visqueuse, très-acide, noircit les substances végétales, répand des vapeurs blanches au contact de l'air ; lorsqu'on y ajoute une grande quantité d'eau, l'acide fluo-borique est en partie décomposé en acide borique qui se précipite en flocons blancs, et en acide fluorhydrique qui paraît entrer en combinaison avec la portion d'acide fluo-borique qui n'est pas décomposée.—Son poids atomique est 209,34.

§ IV. Combinaisons du silicium avec les métalloïdes.

Le silicium s'unit avec l'oxygène, l'hydrogène, le soufre, le chlore, le brôme et le fluor. Les deux premiers composés ont déjà été examinés. M. Berzélius admet en outre un composé de carbone et de silicium qui a été peu étudié.

1° Silicium et soufre. M. Berzélius a remarqué la formation d'un *sulfide de silicium* en chauffant l'hydrure de silicium dans la vapeur de soufre ; il se produit du gaz acide sulfhydrique et du sulfide de silicium. Ce composé est solide, blanchâtre, d'apparence terreuse, décomposable à l'aide de la chaleur par l'oxygène qui le transforme en acides sulfureux et silicique.

2° Silicium et chlore. M. Berzélius a découvert un *chloride de silicium* (*acide chloro-silicique*) que l'on peut préparer en faisant passer un courant de gaz chlore bien sec dans un tube de porcelaine porté au rouge et contenant un mélange d'acide silicique et de charbon calciné. Le charbon s'empare de l'oxygène de l'acide silicique et forme de l'oxyde de carbone ; le chlore s'unit au silicium et forme un chloride de silicium qui se volatilise, et vient se condenser dans un ballon qui termine l'appareil et que l'on entoure d'un mélange réfrigérant. — Il contient un excès de chlore dont on le débarrasse en l'agitant avec du mercure, puis on le purifie par la distillation. — Le chloride de silicium est un liquide incolore, transparent, très-fluide, très-volatil, répandant d'abondantes vapeurs blanches au contact de l'air ; l'eau le décompose en acides silicique et chlorhydrique.

3° Silicium et brôme. Le *brômide de silicium* se forme dans les mêmes circonstances que le chloride, c'est-à-dire en faisant passer du brôme en vapeur sur un mélange d'acide silicique et de charbon calciné, porté au rouge dans un tube de porcelaine. Il est liquide, incolore, très-volatil, d'une odeur fortement éthérée. Il répand des vapeurs blanches à l'air, se congèle à — 15°, bout à + 150°, est décomposé par l'eau en acides silicique et brômhydrique (Sérullas).

4° Silicium et fluor. Ces deux corps en se combinant donnent naissance à un composé que l'on désigne sous le nom d'acide *fluo-silicique*, ou de *phtoro-silicique* (*fluure de silicium*) ; on le prépare en chauffant, dans une fiole munie d'un tube recourbé propre à recueillir les gaz sous le mercure, une bouillie liquide faite avec du fluure de calcium, du verre pilé et de l'acide sulfurique ; l'acide fluo-

silicique se dégage en abondance, et se rend sous les cloches. La théorie de cette opération est entièrement semblable à celle de la préparation de l'acide *fluoborique ;* l'acide fluorhydrique, à mesure qu'il se dégage, se combine à l'acide silicique qui fait partie du verre pilé, et forme de l'eau et de l'acide fluo-silicique (*voyez* ACIDE FLUO-BORIQUE).

L'acide fluo-silicique est un gaz incolore, d'une odeur piquante et analogue à celle de l'acide chlorhydrique, d'une densité de 3,573. Il répand à l'air d'abondantes vapeurs blanches, rougit fortement la teinture de tournesol, et ne se décompose point par une élévation de température ; l'eau le décompose partiellement en acide silicique qui se précipite, et en acide fluorhydrique qui paraît s'unir à la partie d'acide fluo-silicique non décomposée.

§ V. COMBINAISONS DU CARBONE AVEC LES MÉTALLOÏDES.

Le carbone s'unit avec l'oxygène, l'hydrogène, le soufre, le chlore, l'iode, le brôme et l'azote. Les composés qu'il forme avec l'oxygène et l'hydrogène ont déjà été examinés.

1° CARBONE ET SOUFRE. Ces deux corps paraissent pouvoir se combiner en plusieurs proportions ; un seul de ces composés a été bien étudié : c'est le *sulfide de carbone liquide*, nommé encore *liquide de Lampadius.*

Le sulfide de carbone a été découvert en 1796, par Lampadius. Il se prépare en mettant le soufre en contact à une haute température avec le charbon calciné. L'appareil dont on se sert est composé d'un tube de porcelaine que l'on place dans un fourneau long à réverbère, en l'inclinant un peu, et à l'extrémité inférieure duquel on adapte une allonge qui va se rendre dans un flacon tubulé, à moitié rempli d'eau ; de la tubulure de ce flacon part un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau. L'extrémité la plus élevée du tube de porcelaine sort un peu du fourneau et doit être fermée avec un bouchon de liége ; ce tube doit être presque entièrement rempli de petits morceaux de charbon. Lorsque la température du tube et du charbon est portée au rouge, on introduit des petits morceaux de soufre par l'ouverture supérieure que l'on bouche immédiatement après ; le soufre entre en fusion et se volatilise, passe à travers le charbon, se combine avec ce corps et forme le sulfide de carbone qui va se condenser dans le ballon, qu'il est bon d'entourer de glace. De temps en temps on introduit des petits morceaux de soufre dans le tube de porcelaine, en ayant soin de les pousser avec une tige de fer, et de boucher le tube à chaque fois. Le sulfide de carbone nage d'abord à la surface de l'eau du ballon, mais il ne tarde pas à se précipiter au fond de ce liquide. Pendant la durée de cette opération, il se dégage une grande quantité de gaz qui sont un mélange d'hydrogène carboné, d'oxyde de carbone, d'acide sulfhydrique et de sulfure de carbone ; on concevra facilement la formation de ces gaz, si l'on se rappelle que le charbon et le soufre contiennent toujours une petite quantité d'hydrogène ; quant à l'oxygène, M. Thénard pense qu'il provient de la décomposition de l'eau des bouchons. Une portion du soufre échappe à la réaction et se condense dans l'allonge. Lorsque l'opération est terminée, on trouve au fond du ballon un liquide jaunâtre, de consistance oléagineuse : c'est du sulfide de carbone contenant un excès de soufre. On le sépare de l'eau à l'aide d'un entonnoir (par la différence de densité), et on le purifie par une nouvelle distillation dans une petite cornue de verre où l'on introduit des fragments de chlorure de calcium pour le priver de l'eau qu'il peut contenir.

Propriétés. Le sulfide de carbone est liquide à la température ordinaire, transparent, incolore, d'une odeur pénétrante et fétide qui a un peu d'analogie avec celle du chou pourri, d'une saveur âcre et brûlante, d'une densité spécifique de 1,263. Il est très-volatil, entre en ébullition à + 45°, sous la pression de 0^m76 ; la densité de sa vapeur est de 2,670. Il est indécomposable par la chaleur seule ; il s'enflamme à l'approche d'une bougie allumée, et brûle avec une flamme bleue pâle, en répandant l'odeur d'acide sulfureux et en laissant une très-petite quantité de soufre qui échappe à la combustion ; il est très-peu soluble dans l'eau, soluble au contraire dans l'alcool, l'éther et les huiles fixes et volatiles. — La vapeur de ce corps est décomposée avec une forte détonation par l'oxygène, sous l'influence de la chaleur ou de l'étincelle électrique.

Le sulfide de carbone est composé, d'après MM. Berzélius et Marcet, de 84,84 de soufre (1 atome), et de 15,16

de carbone (1 atome); sa formule atomique est C S.

2° CARBONE ET CHLORE. Ces deux corps se combinent en quatre proportions.

Le *protochloride de carbone* a été découvert par Julien d'Albo, en décomposant par du nitre brut une espèce de sulfate de fer, obtenu des eaux de la mine de Falhun, en Suède; il s'est produit sous forme d'un sublimé solide, incolore, fusible, volatil, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans l'éther. — Il est formé de 100 de chlore et de 33,69 de carbone.

Le *bichloride de carbone* s'obtient en faisant passer le perchloride de carbone en vapeurs à travers un tube de porcelaine porté au rouge et contenant des fragments de porcelaine. Il y a décomposition partielle du perchloride en bichloride et en gaz chlore. Ces produits se condensent dans un ballon entouré de glace qui termine l'appareil, et forment un liquide que l'on chauffe un peu pour en chasser le chlore, et que l'on distille ensuite avec précaution pour séparer le bichloride du perchloride, qui est moins volatil (Faraday). — Ce composé est liquide, incolore, d'une odeur aromatique, d'une densité de 1,550, soluble dans l'alcool et dans l'éther, et entrant en ébullition à + 71°. Il est composé de 100 de chlore et de 17,2 de carbone. Sa formule est C Ch.

Le *trichloride de carbone* s'obtient en distillant un mélange de lait de chaux, de potasse ou d'eau de baryte, et de *chloral* (le *chloral* est un composé liquide que l'on obtient en faisant agir le chlore sec sur de l'alcool anhydre), ou bien en distillant de l'alcool très-affaibli avec du chlorure de chaux. Ce composé est liquide, incolore, non inflammable, d'une densité de 1,480 à la température de + 18°, soluble dans l'alcool et l'éther, précipité de ces solutions par l'eau; il entre en ébullition à + 60° (Liébig). Il est formé de 100 de chlore, et de 13 de carbone.

Le *perchloride de carbone* s'obtient en faisant agir sous l'influence de la lumière le gaz chlore sur l'hydro-bicarbure de chlore (*voyez* HYDROGÈNE BICARBONÉ). Il y a décomposition de l'hydro-bicarbure, formation d'acide chlorhydrique et de perchloride de carbone qui cristallise en aiguilles; on lave ces cristaux avec une solution très-faible de potasse ou d'ammoniaque pour enlever l'acide chlorhydrique, puis on les dissout dans l'alcool, on les précipite par l'eau et on les sèche avec du papier Joseph. — Il est solide, transparent, incolore, d'une odeur aromatique et comme camphrée, d'une densité de 2,000; il fond à + 160°, entre en ébullition à + 182°, et se décompose à la chaleur rouge en bichloride et en gaz chlore. — Il est très-peu combustible, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles. Il est composé de 100 de chlore (3 atomes), et de 8,67 de carbone (2 atomes). Sa formule est $C^2 Ch^3$.

3° CARBONE ET BRÔME. On peut obtenir un *brômide de carbone* en faisant agir à froid le periodide de carbone sur deux fois son poids de brôme; il en résulte un sous-brômide d'iode et un brômide de carbone que l'on doit mettre en contact avec une dissolution très-faible de potasse caustique, jusqu'à ce que l'iode qui apparaît d'abord soit dissout. — On laisse déposer la liqueur dans un entonnoir, on enlève le brômide avec une pipette, et on le lave avec de l'eau alcalisée. — Le brômide de carbone est liquide, incolore, volatil, d'une odeur éthérée, d'une saveur sucrée; il se solidifie à 0°.

4° CARBONE ET IODE. Le carbone se combine en deux proportions avec l'iode. Le *proto-iodide de carbone* se prépare en mélangeant intimement parties égales de bichlorure de mercure et de periodide de carbone, et distillant ce mélange dans une cornue de verre dont le col plonge dans l'eau; le proto-iodide se produit et vient se rendre sous l'eau du récipient sous forme d'un liquide huileux. Il est liquide, très-volatil, d'une odeur éthérée et pénétrante, d'une saveur sucrée, un peu soluble dans l'eau, légèrement coloré en jaune, formé, d'après M. Sérullas, qui en a fait la découverte, d'un atome d'iode et de deux atomes de carbone : C^2 I.

Le *periodide de carbone* s'obtient en mêlant une solution alcoolique d'iode à de la potasse caustique dissoute également dans l'alcool; la couleur de l'iode disparaît, et il se forme de l'iodure de potassium soluble et du periodide de carbone qui se dépose en partie; en concentrant doucement la liqueur et la laissant refroidir, le reste du periodide cristallise sous forme de paillettes jaunâtres. D'après M. Mitscherlich, il y aurait décomposition de l'alcool; le carbone de ce composé s'unirait à une portion d'iode pour former le periodide, l'hydrogène se combinerait avec l'oxygène de la potasse

pour former de l'eau, et le potassium s'emparerait de son côté d'une portion de l'iode pour faire de l'iodure de potassium. — Le periodide de carbone est solide, cristallisé en écailles jaunâtres, d'une odeur aromatique et safranée ; il est composé, suivant M. Serullas, de 4 atomes de carbone et de 3 atomes d'iode. $= C^4 I^3$.

5° Carbone et azote. Indépendamment de la combinaison de carbone et d'azote que j'ai décrite à la suite des métalloïdes sous le nom de cyanogène, on peut obtenir un *perazotide de carbone* en faisant passer un courant de gaz chlore à travers une solution de sulfo-cyanure de potassium ; il se précipite alors un sulfure de cyanogène orangé que l'on décompose, par la chaleur, en soufre et sulfide de carbone volatils, et en *perazotide de carbone* fixe. Cette substance, que M. Liébig a décrite sous le nom de *mellon*, est pulvérulente, d'un jaune citron, insoluble dans l'eau, décomposable, par la chaleur, en cyanogène et en azote ; chauffée avec du chlore sec, elle fournit un produit blanc, d'une odeur forte, et qui attaque fortement les yeux. Cette substance est composée de 36,39 de carbone, et de 60,64 d'azote, ou 12 atomes du premier et 8 atomes du deuxième.

§ VI. Combinaisons du phosphore avec les métalloïdes.

Le phosphore se combine avec l'oxygène, l'hydrogène, le soufre, le sélénium, le chlore, le brôme et l'iode. Les combinaisons qu'il forme avec l'oxygène et l'hydrogène ont déjà été étudiées.

1° Phosphore et soufre. Ces deux corps peuvent se combiner en un grand nombre de proportions différentes, et former des produits dont les propriétés sont variables ; on les prépare en combinant directement le phosphore et le soufre sous l'eau à l'aide d'une chaleur modérée qui ne doit jamais dépasser + 60° ; on les obtient encore en faisant fondre un peu de phosphore dans un tube, et en y introduisant ensuite un peu de soufre ; lorsque la combinaison est opérée, on y ajoute un nouveau fragment de soufre. — Suivant le rapport du soufre et du phosphore, on obtient des composés plus ou moins fusibles ; ainsi, formé de parties égales de soufre et de phosphore, le composé est liquide à la température ordinaire, et se solidifie à + 5°. — Douze parties de phosphore, unies à une partie de soufre, forment une combinaison solide au-dessous de + 10°, et liquide au-dessus de cette température ; — deux parties de phosphore, contre une de soufre, produisent un composé solide au-dessous de + 15°, et liquide au-dessus ; enfin le sulfide de phosphore, qui est formé de huit parties de phosphore et d'une partie de soufre, est solide à la température ordinaire, et ne se liquéfie qu'à + 25° (Pelletier). — M. Faraday, à qui la science est redevable de nouvelles observations sur les sulfides de phosphore, a vu qu'un composé formé d'environ 5 de soufre et de 7 de phosphore était très-fluide à zéro, et n'était point solide à — 6° 7.

Ces différents composés sont insolubles dans l'eau, plus inflammables que le phosphore, ont une odeur alliacée, sont décomposés avec explosion dans l'eau dont on élève la température à + 80°.

2° Phosphore et sélénium. Le phosphore se combine en toutes proportions avec le sélénium comme avec le soufre ; les composés qui en résultent ont des propriétés qui varient suivant les proportions des éléments : ils sont peu importants à connaître.

3° Phosphore et chlore. Ces deux corps se combinent en trois proportions.

Le protochloride de phosphore est un composé liquide qui s'obtient en faisant dissoudre la plus grande quantité possible de phosphore dans le bichloride, auquel il ressemble par ses propriétés physiques.

Le bichloride de phosphore a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard, en 1808. On le prépare en faisant rendre du gaz chlore bien desséché par le chlorure de calcium, au fond d'une éprouvette sèche qui contient des petits morceaux de phosphore essuyés avec du papier Joseph ; cette éprouvette doit être fermée par un bouchon laissant passer un tube de verre qui va se rendre dans la cheminée du laboratoire pour y conduire l'excès de chlore. — Lorsque le chlore est parvenu dans l'éprouvette, le phosphore s'enflamme, fond, se combine au chlore et produit un composé liquide, incolore, qui est le *bichloride de phosphore* ; si on continue à laisser arriver du chlore dans l'éprouvette, le bichloride liquide se transforme en perchloride, qui se solidifie en une masse blanche ; il est donc essentiel, quand on veut préparer du bichloride, d'arrêter le courant de chlore dans un moment où il y a encore

une petite portion de phosphore intacte ; cela fait, on décante le liquide et on le distille avec précaution dans une petite cornue. — Le bichloride de phosphore est liquide, incolore, transparent, fumant au contact de l'air, ne rougissant pas le papier de tournesol *sec*, mais ayant une réaction acide lorsqu'il contient des traces d'humidité. Sa densité est de 1,450, il bout à + 78° ; l'eau le décompose en acides chlorhydrique et phosphoreux. Il est formé de 72,2 de chlore (3 atomes), et de 28,8 de phosphore (1 atome). Sa formule est $P\ Ch^3$.

Le perchloride de phosphore s'obtient comme le précédent, mais en faisant passer un excès de chlore sur le phosphore; il est solide, d'un blanc de neige, très-volatil ; il rougit le papier de tournesol ; l'eau le dissout avec sifflement et le décompose en acides phosphorique et chlorhydrique. Il est formé de 84,96 de chlore (5 atomes), et de 15,14 de phosphore (1 atome). Sa formule est $P\ Ch^5$.

4° PHOSPHORE ET BRÔME. Le phosphore se combine en deux proportions avec le brôme ; la découverte de ces deux composés est due à M. Balard. Ils s'obtiennent tous deux en mettant le brôme en contact avec le phosphore dans un flacon rempli de gaz acide carbonique ; il se forme aussitôt deux produits : l'un liquide, qui occupe la partie inférieure : c'est le *protobrômide de phosphore* ; l'autre solide, cristallisé et sublimé à la partie supérieure du vase : c'est le *deutobrômide*. L'eau les décompose comme les bichloride et perchloride de phosphore.

5° PHOSPHORE ET IODE. Ces deux corps se combinent en plusieurs proportions ; lorsqu'on met ensemble, dans un tube de verre, huit parties d'iode et une partie de phosphore, on obtient un composé rouge-orangé, brun, fusible à + 100°, volatil à une température plus élevée, décomposé par l'eau en gaz hydrogène phosphoré, et en acides phosphoreux et iodhydrique. Avec seize parties d'iode et une partie de phosphore, on produit une matière noirâtre cristallisée, fusible à + 29°, décomposant l'eau en donnant des acides phosphoreux et iodhydrique. Avec vingt-quatre parties d'iode et une de phosphore, on forme une substance noire, fusible à + 46°, décomposant l'eau en donnant naissance aux acides phosphoreux et iodhydrique ioduré.

---

§ VII. COMBINAISONS DU SOUFRE AVEC LES MÉTALLOÏDES.

Le soufre se combine avec tous les métalloïdes, excepté le fluor et l'azote ; il se combine également avec le cyanogène. J'ai déjà décrit les combinaisons qu'il forme avec l'oxygène, l'hydrogène, le bore, le silicium, le carbone et le phosphore.

1° SOUFRE ET SÉLÉNIUM. Le soufre et le sélénium se combinent en toutes proportions ; on peut cependant obtenir un *sulfide de sélénium* à proportions définies en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans une solution d'acide sélénieux ; il y a double décomposition et formation d'eau et d'un sulfide de sélénium qui se précipite en flocons de couleur orangée. — Il entre en fusion au-dessus de + 100° ; à une température plus élevée, il se volatilise et se prend par le refroidissement en une masse jaune qui ressemble à l'orpiment (sulfure jaune d'arsenic) ; il peut brûler à l'air en se transformant en acides sulfureux et sélénieux.

2° SOUFRE ET CHLORE. Le soufre s'unit en deux proportions avec le chlore ; ces deux composés se préparent comme les chlorides de phosphore, c'est-à-dire en faisant passer du chlore sec sur de la fleur de soufre bien pure, et placée au fond d'une éprouvette dont le bouchon laisse passer un tube de décharge. Il se forme d'abord un liquide jaune, c'est le protosulfide de chlore; plus tard, le chlore est en excès, et le liquide devient rouge-brun foncé; il est alors transformé en bisulfide.

Le protosulfide de chlore est liquide, jaune, légèrement visqueux, d'une densité de 1,687, entrant en ébullition à + 138°, décomposable par l'eau et l'alcool en acide chlorhydrique et en dépôt de soufre. Il est composé d'un atome de chlore 221,32, et d'un atome de soufre 201,16. Sa formule est S Ch.

Le bisulfide de chlore, nommé encore *liqueur de Thomson*, est liquide, rouge-grenat foncé, très-volatil à la température ordinaire, d'une odeur forte et désagréable, d'une densité de 1,620. Il rougit fortement la teinture de tournesol, répand des vapeurs épaisses au contact de l'air, bout à + 64° ; il est décomposé par l'eau, avec effervescence et dégagement de chaleur, en acides chlorhydrique, sulfureux et sulfurique, et en dépôt de soufre. Il est formé de deux atomes de

chlore 442,64, et un atome de soufre 201,16. — Sa formule est $Ch^2. S$.

3° Soufre et brôme. On obtient un *sulfide de brôme* en combinant directement le soufre et le brôme; il en résulte un liquide d'aspect huileux, rougeâtre, fumant à l'air, décomposable par l'eau bouillante en acides bromhydrique, sulfurique et sulfhydrique, décomposable par le chlore, qui s'empare du soufre et met le brôme en liberté (Balard).

4° Soufre et iode. Ces deux corps se combinent lorsqu'on les mélange dans la proportion de 2 parties de soufre et de 15 d'iode, et que l'on expose ce mélange à une douce chaleur. Le *sulfide d'iode* est solide, cristallisé en aiguilles rayonnées, comme le sulfure d'antimoine; il se décompose très-facilement à l'aide d'une chaleur peu élevée.

5° Soufre et cyanogène. On connaît deux composés de soufre et de cyanogène. On peut obtenir un *sulfide de cyanogène* en faisant réagir dans un ballon fermé, et à la température de + 25°, le bi-sulfide de chlore sur son poids de cyanure de mercure desséché; au bout de quelques jours, on remarque à la partie supérieure du ballon un sublimé blanc transparent ou un peu jaunâtre, et cristallisé en lames rhomboïdales: c'est le sulfide de cyanogène. Pour l'avoir très-pur et très-blanc, on le mêle avec un peu de sous-carbonate de chaux, et on le sublime de nouveau à une chaleur peu élevée. — Ce composé est blanc, cristallin, d'une odeur forte et piquante; il est très-volatil, un peu soluble dans l'eau, plus soluble dans l'alcool; il jaunit un peu à la lumière diffuse, et sa solution aqueuse rougit la teinture de tournesol, il paraît saturer les bases comme le feraient les acides. — Sa composition peut être représentée par 75,80 de cyanogène, et 24,20 de soufre, ou 4 atomes du premier et 1 atome du second (Lassaigne).

Il existe encore un autre composé de soufre et de cyanogène que l'on désigne sous le nom de *sulfo-cyanogène*, et que l'on obtient en faisant passer un courant de gaz chlore dans une solution de sulfo-cyanure de potassium rendue neutre par l'acide chlorhydrique; le chlore s'empare du potassium, et le sulfo-cyanogène se précipite sous forme d'une poudre jaune rougeâtre. Ce composé est doux au toucher, insoluble dans l'eau et dans l'alcool; la potasse caustique l'altère et le colore en rouge; il est formé, d'après M. Liébig, de volumes égaux de cyanogène et de soufre gazeux, ou 44,15 du premier et 55,85 du second.

6° Comme complément des combinaisons que le soufre produit avec les métalloïdes, il me reste à parler de deux composés qu'il forme avec l'hydrogène et le cyanogène.

Le premier composé a été signalé, en 1808, par M. Porrett, chimiste anglais, qui lui a donné le nom d'*acide chyazique sulfuré*, ou d'*acide hydro-sulfo-cyanique*. On le prépare en exposant, pendant plusieurs heures, un mélange à parties égales de cyanure jaune de potassium et de fer (prussiate de potasse du commerce) et de fleurs de soufre, à une douce chaleur dans un matras. Lorsque le mélange a été fondu, on le laisse refroidir, puis on le pulvérise et on le fait digérer dans l'eau distillée; enfin on filtre la liqueur et on y verse peu à peu une solution de potasse jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité d'oxyde de fer. La liqueur filtrée de nouveau ne contient plus que du sulfo-cyanure de potassium en dissolution; on en sépare l'acide hydro-sulfo-cyanique en la traitant par l'acide sulfurique, ou mieux l'acide phosphorique, et distillant.

L'acide hydro-sulfo-cyanique est un composé liquide, incolore, d'une saveur acide, d'une odeur acide et piquante, d'une densité spécifique de 1,022. Il rougit fortement la teinture de tournesol, bout à + 103, cristallise à — 10°. Abandonné à lui-même, il se décompose peu à peu et se transforme en un liquide brun qui laisse précipiter du sulfo-cyanogène; il se combine avec plusieurs oxydes métalliques et forme avec eux des composés pour la plupart incolores et solubles dans l'alcool; enfin il communique une couleur rouge de sang aux sels de peroxyde de fer. — Cet acide est composé de 2 volumes de soufre, 1 volume de cyanogène et 1 volume d'hydrogène.

Le second composé a reçu le nom d'*acide hydro-hypersulfo-cyanique*; il paraît n'être que de l'acide cyanhydrique contenant deux fois autant de soufre que l'acide hydro-sulfo-cyanique. On l'obtient en chauffant du sulfo-cyanure de mercure avec de l'acide sulfurique; il se forme des gouttelettes jaunâtres qui cristallisent en étoiles et finissent par se décomposer spontanément en acide cyanhydrique qui se dégage, et en acide hydro-hypersulfo-cyanique qui reste dans le récipient sous forme d'une poussière jaune orangée.

---

§ VIII. Combinaisons du sélénium avec les métalloïdes.

Le sélénium se combine avec l'oxygène, l'hydrogène, le phosphore, le soufre, le chlore et le brôme. Il ne me reste à parler ici que des chlorides et du brômide de sélénium.

1° Sélénium et chlore. Ces deux corps s'unissent en deux proportions, d'après M. Berzélius.

Le protochloride de sélénium se prépare en faisant un mélange de deutochloride et de sélénium, et le chauffant dans un appareil distillatoire ; il en résulte un liquide jaune foncé transparent, que l'eau décompose en acides chlorhydrique et sélénieux et en sélénium.

Le deutochloride de sélénium s'obtient en mettant en contact le chlore sec avec le sélénium pulvérisé ; la combinaison a lieu très-promptement avec dégagement de chaleur, et le sélénium se convertit d'abord en un liquide brun qui, en continuant à absorber du chlore, se change bientôt en une masse solide et blanche, qui n'est autre chose que le deutochloride.

2° Sélénium et brôme. On peut former un *brômide de sélénium* en versant du sélénium pulvérisé dans cinq fois son poids de brôme. La combinaison a lieu instantanément avec dégagement de calorique. Ce composé est solide, rouge-brunâtre, très-volatil, fumant à l'air et décomposé par l'eau.

§ IX. Combinaisons du chlore avec les métalloïdes.

Le chlore se combine avec l'oxygène, l'hydrogène, le silicium, le carbone, le phosphore, le soufre, le sélénium, le brôme, l'iode, l'azote et le cyanogène. — Je n'ai plus à examiner ici que les quatre dernières combinaisons.

1° Chlore et brôme. On combine ces deux corps en faisant passer un courant de chlore dans du brôme liquide, et condensant les vapeurs qui se dégagent en entourant le vase d'un mélange réfrigérant. Le chloride de brôme est liquide, d'un jaune rougeâtre, d'une odeur forte et pénétrante, d'une saveur âcre et désagréable ; il répand des vapeurs jaunes, et peut se dissoudre dans l'eau sans se décomposer.

2° Chlore et iode. Ces deux corps se combinent en deux proportions. On peut les former toutes deux en faisant rendre du chlore sec au fond d'une éprouvette qui contient de l'iode. Il se forme d'abord un liquide d'un rouge brun foncé, c'est le protochloride ; un excès de chlore transforme celui-ci en perchloride solide et cristallin.

Le *protochloride d'iode* est un liquide rouge-brun, d'une odeur forte et suffocante, soluble dans l'eau sans altération : l'éther sulfurique enlève ce chloride à sa solution aqueuse et se colore en rouge-brun.

Le *perchloride d'iode* est solide, blanc-jaunâtre, très-volatil, déliquescent, décomposable par l'eau en acides iodique et chlorhydrique. Il est formé d'un atome d'iode et de cinq atomes de chlore.

3° Chlore et azote. Lorsque le chlore rencontre l'azote à l'état de gaz naissant, il peut s'y unir et former un composé fort remarquable qui a été découvert en 1811 par M. Dulong, qui l'a décrit sous le nom de *chlorure d'azote*. Aujourd'hui on le nomme *azotide de chlore*. Pour l'obtenir, on prend un entonnoir dont l'extrémité est effilée à la lampe et n'a qu'une petite ouverture ; on le place verticalement, la pointe en bas, et plongeant dans une capsule qui contient du mercure, et on l'emplit presqu'entièrement d'une dissolution d'une partie de chlorhydrate d'ammoniaque dans 20 parties d'eau. Cela fait, on plonge un tube jusqu'au fond de l'entonnoir, et on verse par ce tube une solution concentrée de sel marin qui, en raison de sa densité, déplace la solution de sel ammoniacal, et vient occuper le fond de l'entonnoir, où elle doit former une couche de 4 à 5 centimètres de hauteur. L'appareil étant convenablement disposé, on fait arriver du chlore par un tube effilé qui doit s'enfoncer dans l'entonnoir jusqu'à une très-petite distance au-dessus de la ligne qui sépare la solution de chlorure de sodium de celle du chlorhydrate d'ammoniaque. Peu à peu la réaction s'opère, il se dégage quelques bulles d'azote, et il se forme de l'acide chlorhydrique qui reste en solution dans le liquide, et de l'azotide de chlore, qui apparaît sous forme de gouttelettes huileuses. A mesure que ce composé se produit, il se soustrait à la solution ammoniacale qui le décomposerait, et se précipite au fond de la solution de sel marin, d'où on peut l'extraire, en prenant de grandes précautions, car il se décompose avec la plus grande facilité en produisant de très fortes explosions.

Propriétés de l'azotide de chlore. Ce composé est un liquide oléagineux, d'une couleur fauve, d'une odeur piquante, d'une pesanteur spécifique de 1,153, suivant Davy ; il est très-volatil, détonne avec la plus grande violence et un dégagement de calorique et de lumière à la température de + 30° ; la plus légère agitation produit le même effet. Le phosphore, le sélénium et l'arsenic le décomposent aussi avec une très-forte explosion ; le soufre en produit également la décomposition, mais d'une manière tranquille. Il paraît composé de 3 proportions de chlore, et 1 d'azote.

4° CHLORE et CYANOGÈNE. Le chlore s'unit en deux proportions au cyanogène, et forme un protochloride et un bichloride.

Le *protochloride de cyanogène* a été désigné sous le nom d'*acide prussique oxygéné* par Berthollet, qui l'a découvert ; M. Gay-Lussac l'a nommé acide *chloro-cyanique.* On le prépare au moyen d'un procédé qui est dû à M. Sérullas, et qui consiste à abandonner dans l'obscurité un mélange de chlore gazeux et de cyanure de mercure un peu humecté d'eau (6 grammes de cyanure par litre de chlore). Il y a formation de bichloride de mercure solide et de protochlorure de cyanogène gazeux mêlé à un peu d'acide chlorhydrique. On plonge le flacon dans un mélange réfrigérent pour faire solidifier et cristalliser le chloride de cyanogène, puis on emplit le flacon de mercure refroidi à — 20°, pour chasser l'acide chlorhydrique, et enfin on adapte à l'ouverture du flacon un tube recourbé qui va se rendre sous une cloche remplie de mercure, et on chauffe légèrement pour volatiliser le protochloride de cyanogène. — Ce composé est gazeux à la température ordinaire et même à 0° ; mais il devient liquide à — 12° ou — 15°, et il cristallise à — 20° en longues aiguilles blanches. Son odeur est piquante ; il est soluble dans l'eau, et il jouit de propriétés délétères très-prononcées.

Le *bichloride de cyanogène* se prépare en versant 82 centigrammes d'acide cyanhydrique anhydre dans un flacon d'un litre plein de chlore sec ; il y a aussitôt dégagement de calorique et commencement de réaction : au bout de plusieurs heures la couleur jaune du chlore disparaît, et l'on voit sur les parois du vase un liquide incolore qui s'épaissit et se solidifie sous forme d'une masse blanche qui n'est autre chose que le bichloride de cyanogène. Au bout de 24 heures, on dirige un courant d'air dans le flacon pour en chasser l'acide chlorhydrique, et on détache le bichloride de cyanogène que l'on purifie en le lavant sur un filtre jusqu'à ce que l'eau de lavage ne rougisse plus le papier de tournesol. — Ce composé est solide, d'un très-beau blanc, d'une odeur piquante, d'une densité de 1,320, fusible à + 140°, se réduisant en vapeurs à + 190°, très-peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther. Il est très-vénéneux.

§ X. COMBINAISONS DU BRÔME ET DE L'IODE AVEC LES MÉTALLOÏDES.

Le brôme et l'iode s'unissent à tous les métalloïdes, excepté le bore, et le fluor. — Le brôme ne se combine pas avec l'azote. Toutes les principales combinaisons de ces deux corps simples ont été décrites plus haut ; je n'ai plus à examiner ici que les brômides d'iode, brômide de cyanogène, azotide d'iode et iodide de cyanogène. Ces composés sont fort peu importants. Avec eux se terminera l'histoire des métalloïdes, car les combinaisons de l'azote et du cyanogène se trouvent disséminées dans les différents paragraphes de ce chapitre.

Brômides d'iode. L'iode et le brôme peuvent s'unir en deux proportions et former, suivant M. Balard, un *protobrômide* solide, susceptible de se réduire par la chaleur en vapeurs rougeâtres, qui, par le refroidissement, se condensent en cristaux aiguillés de la même couleur ; et un *deutobrômide*, liquide, d'un rouge-brun très-foncé, soluble dans l'eau.

Brômide de cyanogène. M. Sérullas a obtenu ce composé en faisant passer du brôme en vapeurs sur du cyanure de mercure réduit en poudre. Il y a décomposition de ce dernier et formation de deutobrômure de mercure et de brômide de cyanogène : on sépare ces deux composés à l'aide d'une douce chaleur, et en condensant dans un flacon froid le brômide de cyanogène, qui est solide, volatil et cristallisé en cubes ou en aiguilles. Ce composé est très-vénéneux.

Azotide d'iode. On prépare ce composé en agitant pendant quelque temps de l'iode pulvérisé avec 15 à 20 fois son poids d'ammoniaque liquide ; une partie de celle-ci est décomposée en hydrogène et en azote, qui tous deux se combinent

à de l'iode pour former de l'acide iodhydrique soluble, et de l'azotide d'iode insoluble. Ce dernier se présente sous forme d'une poudre noire qui, lorsqu'elle est desséchée, détonne avec violence par le plus petit frottement : aussi ne doit-on le toucher que lorsqu'il est humide; aussitôt qu'il est préparé, il faut le laver, et le diviser par petites masses sur du papier. L'instabilité de ses éléments lui donne beaucoup d'analogie avec l'azotide de chlore.

Iodide de cyanogène. On obtient cet iodide en traitant, à l'aide d'une douce chaleur et dans une cornue de verre, le cyanure de mercure un peu humide par la moitié de son poids d'iode : il y a formation de deuto-iodure de mercure, qui apparaît au fond de la cornue sous forme d'une belle poudre de couleur écarlate, et d'iodide de cyanogène, qui se condense à la voûte de la cornue sous forme d'aiguilles blanches et soyeuses. Ce composé a une odeur piquante, une saveur caustique; il est peu soluble dans l'eau, et plus soluble dans l'alcool.

LIVRE III.

Histoire des métaux et de leurs combinaisons.

Avant d'entrer en matière, je dois parler ici de deux corps simples qui, après avoir été rangés parmi les métaux, en ont été séparés, et ont été considérés par les chimistes comme des corps intermédiaires aux métalloïdes et aux métaux. Comme ils sont très-peu importants, je n'en dirai que quelques mots.

1° Zirconium.

On donne ce nom à un corps simple qui a été obtenu en 1824 par M. Berzélius, en décomposant à chaud le fluorure double de potassium et de zirconium par le potassium. Il est noir, insipide, inodore, plus dense que l'eau, mauvais conducteur de l'électricité, sans action sur l'eau, à peine attaquable par les acides chlorhydrique, sulfurique et l'eau régale, soluble dans l'acide fluorhydrique. A une température peu élevée, il s'enflamme, absorbe l'oxygène, et se transforme en *zircone* (protoxyde de zirconium).

2° Thorium.

Corps simple, découvert, en 1829 par M. Berzélius, dans le *thorite*, minéral découvert depuis peu à Brévig en Norwége. — Il est solide, en poudre grise, sans action sur l'eau; il absorbe l'oxygène à la température rouge, et brûle avec beaucoup d'éclat en se transformant en oxyde de thorium. De même que le zirconium, il est sans usages.

CHAPITRE Ier.

Considérations générales sur les métaux.

On donne le nom de *métal* à tout corps simple, presque complètement opaque, généralement plus pesant que l'eau, brillant en masse et en poussière, à moins que celle-ci ne soit trop tenue, jouissant par conséquent de ce que l'on nomme *éclat métallique*, susceptible de recevoir un beau poli, bon conducteur du calorique et de l'électricité, pouvant se combiner en une ou plusieurs proportions avec l'oxygène et donner naissance, tantôt à des composés *acides* jouissant de toutes les propriétés des acides métalloïdiques, tantôt et beaucoup plus souvent à des oxydes qui, pour la plupart, peuvent s'unir aux acides et former des sels.

Les métaux se trouvent dans la nature sous plusieurs états : 1° à l'état *natif* ou *vierge*; on ne trouve ainsi que ceux qui ont peu d'affinité pour l'oxygène, tels que l'or et l'argent; 2° combinés à l'oxygène ou à l'état d'*oxydes*; 3° combinés à quelque métalloïdes, et principalement au soufre, au chlore, etc.; 4° combinés tout à la fois à l'oxygène et à un acide, ou à l'état de *sels*; les sels les plus nombreux sont les sulfates, les carbonates et les phosphates; 5° unis à d'autres métaux, ou à l'état d'*alliages*.

Propriétés physiques. Tous les métaux sont *solides* à la température ordinaire, à l'exception du mercure, qui ne peut se solidifier qu'à 40 degrés au-dessous de glace. — Ils sont différemment *colorés* : le cuivre et le titane sont rougeâtres; l'or est jaune; les autres sont d'un blanc plus ou moins grisâtre (voyez le tableau placé ci-après). — La *densité* des métaux est très-variable; on croyait autrefois que tous les métaux étaient plus denses que l'eau; la découverte du

potassium et du sodium a prouvé le contraire. Le plus lourd de tous les métaux, le platine, a une densité de 21,53, par conséquent 21 fois et demie celle de l'eau; le plus léger, le potassium, a une pesanteur spécifique de 0,86, l'eau étant 100. Tous les autres sont compris entre ces deux points extrêmes.—Plusieurs métaux jouissent de la propriété de se réduire en fils plus ou moins fins, en passant à la filière, propriété que l'on nomme *ductilité*; elle est, jusqu'à un certain point, indépendante de la *malléabilité*, ou de la possibilité de se réduire en lames sous le choc du marteau ou la pression du laminoir. Les métaux les plus ductiles ne sont pas toujours les plus malléables; le fer, par exemple, dont on fait des fils très-fins, est difficilement réduit en lames minces. Parmi les métaux les plus ductiles, il faut citer en première ligne l'or; viennent ensuite, dans l'ordre de leur ductilité, l'argent, le platine, le fer, le cuivre, le zinc, l'étain, le plomb, le nickel, etc. L'or et l'argent sont aussi les métaux les plus malléables; mais ensuite l'ordre change: après ces deux métaux viennent le cuivre, l'étain, le platine, le plomb, le zinc, le fer, le nickel, etc. Il y a des métaux qui ne sont ni ductiles ni malléables, et qui se brisent sous le choc du marteau. Parmi eux nous citerons l'antimoine, l'arsenic, le bismuth, le manganèse, etc. En résumé, il y a 17 métaux ductiles et malléables, et 16 métaux *cassants*. Les propriétés des autres ne sont pas connues.

Les métaux ductiles, réduits en fils de même diamètre, ne jouissent pas tous de la propriété de supporter un même poids sans se rompre; on donne le nom de *tenacité* à cette propriété, que l'on a cherché à évaluer par des chiffres, à l'égard de quelques métaux usuels. Le fer est le métal le plus tenace; des fils de 2 millimètres de diamètre ont supporté 289 kil. 659 gr. sans se rompre. Le rapport en poids qui exprime la tenacité de quelques métaux pour des fils de la même grosseur, est de 137 kil. 399 pour le cuivre, —124 kil. pour le platine, — 85,062 pour l'argent, — 68, 216 pour l'or, etc.

La *dureté* des métaux est variable; le potassium et le sodium sont assez mous pour pouvoir être pétris avec les doigts et coupés avec un couteau; le plomb et l'étain se laissent rayer par l'ongle, beaucoup de métaux sont très-durs. La *sonorité* est nulle dans les métaux mous; elle est variable chez les autres, et généralement en rapport avec le degré de dureté et d'élasticité. — Quelques métaux ont une *odeur* et une *saveur* manifestes, et que l'on développe surtout par le frottement; tels sont le fer, le plomb, le cuivre, l'étain; il est à remarquer que les métaux qui ne s'oxydent pas à l'air (or, argent, platine, etc.), n'ont ni saveur ni odeur.

Action du calorique. Lorsqu'on expose les métaux à l'action du calorique, il se produit des effets qui varient avec la nature du métal que l'on chauffe. Quelques-uns d'entre eux peuvent être fondus à une température au-dessous du rouge; d'autres exigent une chaleur plus élevée; il en est quelques-uns qui ne peuvent entrer en fusion que par la température des feux de forge; il en est d'autres qui ne cèdent qu'au feu que produisent l'oxygène pur et le charbon, ou l'oxygène et l'hydrogène. — Enfin, il en est qui, jusqu'à présent, ont toujours résisté aux plus hautes températures que l'on puisse produire, et qui, pour cette raison, portent le nom de métaux *infusibles*.

Le tableau suivant fait connaître le degré de fusibilité, la couleur et la densité spécifique des métaux chez lesquels ces propriétés ont été examinées.

Tableau *de la couleur, de la densité et de la fusibilité des métaux.*

NOMS des MÉTAUX.	COULEUR.	DENSITÉ.	FUSIBILITÉ EN DEGRÉS du thermomèt. centigrade ou du pyrom. DE WEDGEWOOD.
Magnesium.....	Gris de fer....	....	....
Calcium........	Blanc.........	....	....
Strontium......	Idem..........	....	....
Baryum........	Idem..........	....	....
Potassium......	Blanc grisâtre..	0.865	+ 58° centigrade.
Sodium........	Idem.........	0.972	90° centig.
Manganèse.....	Idem..........	8.013	160° du pyromètre.
Zinc...........	Blanc bleuâtre.	6.681	374° centig.
Fer............	Gris bleuâtre..	7.788	130° du pyromètre.
Étain..........	Blanc argentin.	7.291	228° centigr.
Cadmium......	Idem..........	8.604	Un peu avant le zinc.
Aluminium.....	Idem..........	....	Infusible à la températ. qui fond la fonte.
Arsenic........	Blanc grisâtre..	5.189	Un peu moins fusible que le plomb.
Yttrium........	Gris noir......	....	....
Glucinium.....	Gris foncé.....	....	Très-difficile à fondre.
Molybdène.....	Blanc.........	8.615	Presque infusible.
Vanadium......	Blanc argentin.	....	....
Chrôme........	Blanc grisâtre..	5.900	Idem.
Tungstène.....	Idem..........	17.6	Idem.
Colombium.....	Gris foncé.....	5.61	Infusible.
Antimoine.....	Blanc bleuâtre.	6.702	Au-dessous de la chaleur rouge.
Tellure........	Blanc argentin.	6.244	Comme l'arsenic.
Urane.........	Gris foncé.....	8.7	Presque infusible.
Cérium........	Blanc grisâtre..	....	Infusible.
Titane.........	Rouge brun....	5.3	Idem.
Bismuth.......	Blanc jaunâtre.	9.822	247° centigrade.
Cobalt.........	Blanc argentin.	8.538	125° du pyromètre.
Plomb.........	Blanc gris-bleu.	11.345	322° centigrade.
Cuivre.........	Jaune rougeâtre	8.878	27° du pyromètre.
Nickel.........	Blanc argentin.	8.279	160° du pyromètre.
Mercure.......	Idem..........	13.568	39° au-dessous de glace.
Osmium.......	Poudre noire ou bleuâtre......	10. »	Infusible.
Argent........	Blanc éclatant..	10.474	20° du pyromètre.
Or...........	Jaune.........	19.257	32° du pyromètre.
Platine........	Blanc argentin.	21.53	Presque infusible.
Palladium......	Idem..........	11.3	Idem.
Rhodium.......	Blanc grisâtre..	11.»	Infusible.
Iridium........	Blanc argentin.	18.64	Presque infusible.

Plusieurs métaux peuvent, lorsqu'ils ont été fondus, être réduits en vapeur par une nouvelle addition de calorique : le mercure, le potassium, le sodium, le tellure, le cadmium sont dans ce cas. L'arsenic offre une propriété remarquable, c'est de se volatiliser sous la pression ordinaire, sans entrer préalablement en fusion. On ne peut le faire liquéfier qu'en augmentant la pression, en le chauffant par exemple dans un tube fermé, où la portion de vapeur qui se forme exerce sur le métal une pression assez considérable pour remplir cette condition. — Lorsque les métaux sont fondus, ils peuvent, en se refroidissant, cristalliser et prendre des formes régulières. Pour obtenir des cristaux, il faut aussitôt que le métal commence à se solidifier, percer la croûte qui se forme à sa surface, et décanter rapidement les parties intérieures qui sont encore liquides. Les métaux les plus fusibles, tels que le plomb, l'étain et surtout le bismuth, etc., sont ceux qui se prêtent le mieux à cette opération.

Action de l'électricité. Les métaux sont tous conducteurs de l'électricité ; ce fluide ne leur fait éprouver aucune altération, tant que leur surface suffit à son écoulement, mais si cettte surface n'est pas suffisante, l'électricité les pénètre, les échauffe, les fait rougir, et peut enfin en opérer la fusion et même la volatilisation.

Action du fluide magnétique. Le fer, le cobalt et le nickel sont les seuls métaux qui soient attirables à l'aimant ; le fer possède cette propriété à un plus haut degré que le nickel, qui lui-même est plus magnétique que le cobalt. Cette propriété se retrouve dans quelques-unes des combinaisons de ces corps, mais à un degré généralement plus faible.

Propriétés chimiques. L'air sec et l'oxygène n'ont d'action à la température ordinaire que sur les métaux qui ont beaucoup d'affinité pour ce dernier gaz; le potassium est dans ce cas, et il en est de même du sodium, du baryum, du strontium, du lithium et du calcium. Mais les autres métaux ne s'oxydent pas dans cette circonstance. La chaleur aide singulièrement l'oxydation des métaux ; aussi tous les corps métalliques absorbent-ils l'oxygène sous cette influence, excepté cependant l'or, le platine et le palladium. Plusieurs peuvent l'absorber avec un grand dégagement de calorique et de lumière ; les métaux alcalins et terreux, ainsi que le fer, le zinc et l'étain, etc., sont dans ce cas. — Mais lorsque l'air ou l'oxygène sont humides, le calorique n'est plus aussi nécessaire à ce phénomène ; un grand nombre de métaux peuvent alors s'oxyder, non-seulement par l'absorption directe de l'oxygène, mais encore par la décomposition de la couche d'eau qui est en contact avec le métal. Cette couche humide favorise encore l'oxydation en dissolvant une petite quantité d'oxygène, et mettant ce gaz dans un contact plus direct avec le métal. — Les métaux peuvent s'unir en une ou plusieurs proportions avec l'oxygène, et former un ou plusieurs *oxydes* à proportions définies. Les métaux électro-résineux, tels que l'arsenic, le tungstène, le molybdène, etc., peuvent en outre donner naissance à de véritables composés acides.

Parmi les métalloïdes, le phosphore, le soufre, le sélénium, le fluor, le chlore, le brôme, sont ceux qui se combinent le plus facilement avec les métaux. Lhydrogène n'a été combiné qu'avec le potassium, l'arsenic et le tellure ; le bore n'a été uni qu'au fer et au platine ; le silicium ne forme, jusqu'à présent, de combinaisons qu'avec le potassium, le fer, le platine et l'argent. Le carbone ne s'unit qu'avec le fer et quelques autres métaux, tels que le potassium, le sodium, le manganèse, le zinc, etc. Enfin l'azote n'exerce aucune action sur les métaux et ne peut se combiner avec quelques-uns d'entre eux, tels que le potassium, le sodium, le fer et le cuivre, que par des moyens indirects. — En général, les hydrures, les borures, les siliciures, les carbures et les azotures métalliques offrent peu d'intérêt ; aussi ne leur consacrerai-je que de bien courts détails.

Les métaux peuvent se combiner entre eux dans des proportions très-nombreuses, et qui peuvent varier avec la volonté de l'opérateur ; c'est à ces combinaisons, faites en vertu d'affinités très-faibles, que l'on donne le nom d'*alliages*. Cependant on désigne sous le nom d'*amalgames* les combinaisons dont le mercure fait partie.

Les métaux sont insolubles dans l'eau ; mais il en est plusieurs qui peuvent la décomposer, soit à la température ordinaire (potassium, sodium, baryum, strontium, etc.), soit à une température élevée (fer, zinc, manganèse, étain, cadmium) ; dans tous les cas, il y a oxydation du métal et dégagement d'hydrogène. Les métaux qui ne peuvent décomposer l'eau qu'à une température rouge, deviennent capables de le faire à la température ordinaire en présence d'un puissant oxacide, tel que l'acide sulfurique ; on a vu que cette propriété avait été mise à profit pour l'extraction du gaz hydrogène (*voyez* HYDROGÈNE).

Les oxacides ne peuvent se combiner avec les métaux qu'autant que ceux-ci sont à certains degrés d'oxydation. L'acide azotique peut être décomposé par un grand nombre de métaux, soit à chaud, soit à froid ; le résultat de cette décomposition est la formation d'un oxyde qui reste isolé ou qui se combine avec une portion d'acide non décomposée pour former un azotate ; la réaction s'accompagne toujours d'un dégagement de bioxyde d'azote qui absorbe l'oxygène, si l'opération se fait à l'air libre et forme des vapeurs rutilantes. — Les hydracides ne peuvent oxyder les métaux, puisqu'ils ne contiennent pas d'oxygène ; mais lorsqu'on les chauffe avec certains corps métalliques, ils se décomposent,

perdent leur oxygène, et donnent lieu à la formation d'un composé binaire, par suite de la combinaison de leur radical avec le métal. Le même effet peut se produire en présence de l'eau : le métal s'unit au radical de l'hydracide et fait dégager l'hydrogène.

Classification des métaux. M. Thénard a classé les métaux d'après leur affinité pour l'oxygène et l'action qu'ils exercent sur l'eau, soit à froid, soit à chaud. Voici le taleau de cette classification qui est généralement adoptée. Tous les métaux sont rangés dans six sections.

1re SECTION.	2e SECTION.	3e SECTION.	4e SECTION.	5e SECTION.	6e SECTION.
Potassium.	Magnésium.	Manganèse.	Glucynium.	Mercure.	Or.
Sodium.	Yttrium.	Zinc.	Molybdène.	Rhodium.	Platine.
Lithium.	Aluminium.	Fer.	Chrôme.	Iridium.	Palladium.
Baryum.	Arsenic.	Etain.	Vanadium.	Argent.	
Strontium.		Cadmium.	Tungstène.		
Calcium.		Cobalt.	Colombium.		
		Nickel.	Antimoine.		
			Titane.		
			Tellure.		
			Urane.		
			Cérium.		
			Bismuth.		
			Cuivre.		
			Plomb.		
			Osmium.		

Dans la dernière édition du traité de chimie de M. Thénard, l'osmium est rangé dans la 5e section, le rhodium, l'iridium et l'argent sont placés dans la 6e, l'arsenic fait partie de la 4e, et le glucynium de la seconde. — L'état actuel de la science exige les modifications que l'on a fait subir à ce tableau.

La première section comprend les métaux qui absorbent l'oxygène à toutes les températures, décomposent subitement l'eau à la température ordinaire en s'emparant de l'oxygène et dégageant l'hydrogène avec effervescence. On leur donne généralement le nom de *métaux alcalins*, parce que leurs oxydes sont nommés *alcalis*; ces oxydes sont irréductibles par le charbon.

La 2e section renferme les métaux qui absorbent l'oxygène à la température la plus élevée; mais qui ne décomposent l'eau qu'à la température de +100°. Les trois premiers sont nommés *métaux terreux*, parce que leurs oxydes, qui sont difficiles à réduire, sont connus sous le nom de *terres*.

Dans la 3e section, on place les métaux qui peuvent absorber l'oxygène à une température élevée, mais qui ne décomposent l'eau qu'au degré de la chaleur rouge. Leurs oxydes sont irréductibles par la chaleur seule et réductibles par le charbon.

La 4e section est formée des métaux qui peuvent absorber l'oxygène à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent l'eau ni à chaud ni à froid. Les huit premiers corps de cette section, après le glucynium, peuvent former des *acides* en se combinant à l'oxygène.

Dans la 5e section, on range les métaux qui ne peuvent décomposer l'eau à aucune température, et qui ne peuvent absorber l'oxygène qu'à un certain degré de chaleur au-dessus duquel leurs oxydes se réduisent.

Enfin la 6e et dernière section comprend les métaux qui ne peuvent absorber le gaz oxygène et décomposer l'eau à aucune température, et dont les oxydes, que l'on ne peut former qu'indirectement, se décomposent au-dessous de la chaleur rouge.

CHAPITRE II.

Histoire des métaux considérés isolément.

§Ier. *Métaux de la 1re section ou métaux alcalins.*

Ces métaux sont au nombre de six. — Unis à l'oxygène, ils forment des pro-

toxydes qui, avant d'être réduits, étaient connus sous le nom d'*alcalis*.

Potassium.

Le potassium a été découvert en 1807 par M. Davy, en soumettant à l'action de la pile l'alcali désigné alors sous le nom de *potasse*. Ce corps se rencontre dans la nature uni au chlore, au brôme, à l'iode, et surtout à l'état d'oxyde combiné aux acides sulfurique, azotique, carbonique, etc.

Extraction. On peut extraire le potassium en traitant l'hydrate de potasse par la pile ou par le fer, et le carbonate de potasse par le charbon. — 1° On prend un fragment de potasse dans lequel on creuse une petite cavité que l'on remplit de mercure, on place ce fragment sur un disque métallique attaché au pôle positif d'une pile galvanique de 200 paires, puis on fait communiquer le pôle négatif avec le mercure; lorsque l'expérience est en activité, l'eau et le protoxyde de potassium sont décomposés, l'oxygène de l'une et de l'autre se rend au pôle positif et se dégage; tandis que l'hydrogène de l'eau et le potassium du protoxyde sont attirés au pôle négatif. L'hydrogène reprend aussitôt son état gazeux, mais le potassium se combine au mercure qui bientôt en contient assez pour se solidifier. Alors on le verse dans de l'huile de pétrole rectifiée, on remplit la cavité d'une nouvelle quantité de mercure, et on recommence ainsi plusieurs fois de suite. On sépare le potassium du mercure en distillant cet amalgame à une chaleur modérée dans une petite cornue contenant de l'huile de naphte pour empêcher l'oxydation du potassium; celui-ci reste dans la cornue, tandis que le mercure et l'huile se volatilisent.

Ce procédé ne fournit que de très-petites quantités de potassium, aussi est-il complètement abandonné depuis que MM. Gay-Lussac et Thénard ont découvert que l'on pouvait décomposer la potasse par le fer à une haute température.

2° Ce procédé peut s'exécuter dans les laboratoires au moyen de l'appareil représenté *fig*. 33. — On prend un canon de fusil déculassé que l'on décape intérieurement en le frottant avec du sable et de l'eau, et que l'on sèche ensuite avec du linge. Cela fait, on le fait rougir à la forge pour le courber, comme on le voit dans la figure 33, puis on le recouvre dans la portion qui doit être soumise à l'action du feu avec un lut composé de 5 parties de sable et d'une partie de terre à potier; on laisse sécher ce lut pendant plusieurs jours à la température ordinaire, et ensuite à une douce chaleur; si pendant la dessication, il se produit des gerçures, on les répare avec du lut frais. Ces dispositions étant prises, on emplit la portion recourbée du canon de fusil de tournure de fer décapée avec du sable, puis on dépose le canon dans un fourneau à réverbère, comme cela est représenté *fig*. 33, en ayant soin que la tournure de fer soit placée dans la portion de canon qui doit recevoir directement l'action du feu; on introduit ensuite dans la partie la plus élevée du canon des fragments de potasse, et l'on ferme cette partie par un bouchon qui laisse passer un tube de verre recourbé que l'on fait plonger dans le mercure. Cette partie du canon doit supporter une grille demi-cylindrique en fil de fer destinée à contenir des charbons allumés. — L'extrémité opposée du canon est adaptée à un récipient en cuivre, espèce d'allonge, formée de deux parties qui entrent à frottement l'une dans l'autre: cette allonge est terminée par un bouchon qui laisse aussi passer un tube recourbé; enfin on fait rendre la tuyère d'un bon soufflet dans le cendrier dont on bouche ensuite les ouvertures, ainsi que celles du foyer, avec de la terre et des briques. — Tout étant disposé, on emplit le fourneau de charbon, et on fait rougir la portion recourbée du canon, en ayant soin d'entourer de linges mouillés la partie de ce tube qui contient la potasse, pour empêcher celle-ci d'entrer en fusion. Lorsque le canon est incandescent, on enlève les linges mouillés qui entourent la partie extérieure de ce tube, et on fait fondre une portion de potasse au moyen de charbons rouges que l'on place sur la grille, en commençant toujours par faire fondre la partie la plus rapprochée du fourneau, afin de ne pas faire obstruer le tube. Lorsque la potasse est en contact avec le fer, elle se décompose: le fer s'empare de son oxygène pour former de l'oxyde de fer, et le potassium mis en liberté se volatilise et vient se rendre dans le récipient en cuivre, où il se condense; mais, comme la potasse contient de l'eau, celle-ci se décompose également en oxygène qui se fixe sur le fer, et en hydrogène qui se dégage du côté de l'allonge. Le dégagement rapide de ce

gaz est un signe que l'opération marche bien ; s'il se ralentit, on fait fondre de nouveaux fragments de potasse ; si, au lieu de se dégager du côté de l'allonge, il sort par l'extrémité supérieure du canon, c'est une preuve que le tube s'obstrue, et qu'il faut activer la combustion. L'opération n'est terminée que lorsque toute la potasse a été fondue ; alors on laisse refroidir l'appareil, on le démonte, et on trouve le potassium condensé en partie dans l'allonge en cuivre, et en partie dans la portion de canon qui lui est contiguë ; on le retire au moyen d'une tige de fer courbe, et on le fait tomber dans un flacon d'huile de pétrole rectifiée, que l'on fait ensuite chauffer pour fondre le métal et le réunir en une seule masse.

3° Le troisième procédé consiste à calciner fortement, dans une cornue ou vase de fer, un mélange de carbonate de potasse et de charbon, et à recueillir le potassium qui se volatilise dans un récipient contenant de l'huile de pétrole. Ce procédé qui a été proposé par M. Brunner, professeur de chimie à Berne, paraît être le plus économique, parce que les matériaux sont peu coûteux, et parce qu'il permet d'obtenir 4 à 5 onces de métal en une heure.

Propriétés. Le potassium est solide à la température ordinaire, d'un éclat argentin très-brillant lorsqu'il vient d'être coupé, mais perdant rapidement cet éclat en absorbant l'oxygène de l'air ; il est ductile, plus mou que la cire, d'une densité spécifique de 0, 865 à + 15°, celle de l'eau étant 1,000. Chauffé sous de l'huile de naphte ou de pétrole, il entre en fusion à + 58° ; exposé à l'action de la chaleur rouge-obscure dans une cloche pleine de gaz azote, il se volatilise en formant des vapeurs vertes.

Exposé à l'air à la température ordinaire, il absorbe rapidement l'oxygène ; mais, comme il n'y a que les couches métalliques extérieures qui soient en contact avec le gaz, elles seules s'oxydent. L'absorption de l'oxygène est bien plus grande à froid qu'à chaud ; à peine le métal est-il fondu qu'il s'enflamme et se transforme en peroxyde de potassium : ce métal se comporte de la même manière avec l'oxygène, mais l'action est plus vive. C'est cette grande affinité du potassium pour l'oxygène qui force de le conserver sous une couche d'huile de pétrole ou de naphte rectifiée, composés qui ne contiennent pas d'oxygène.

Ce métal décompose rapidement l'eau à la température ordinaire ; la réaction s'opère avec un dégagement de calorique assez considérable pour faire rougir le globule métallique, qui, en raison de sa légèreté, flotte à la surface de l'eau, et pour enflammer le gaz hydrogène qui provient de la décomposition de ce liquide. Le résultat de cette réaction est la formation d'un protoxyde de potassium qui se dissout dans l'eau, et dont la présence peut être rendue manifeste si l'expérience est faite avec de la teinture de tournesol rougie par une petite quantité d'acide ; car, après la formation du protoxide de potassium, cette teinture devient bleue de rouge qu'elle était.

Sodium.

Ce métal, qui a beaucoup d'analogie avec le précédent, a été découvert en 1807 par M. Davy ; c'est lui qui forme la base de la soude ; il existe dans la nature combiné, soit au chlore, soit à l'oxygène et en même temps aux acides sulfurique, carbonique, azotique, phosphorique et silicique. — On peut obtenir ce métal par des procédés analogues à ceux que l'on met en usage pour obtenir le potassium ; mais la décomposition de l'hydrate de soude est plus difficile et exige une tension électrique plus grande, ou une température plus élevée. Cependant MM. Gay-Lussac et Thénard ont remarqué que la soude qui contenait un ou deux centièmes de potasse se décomposait plus facilement que la soude pure ; il est vrai que de cette manière on obtient un alliage de sodium et de potassium ; mais en mettant cet alliage en plaques minces dans de l'huile de naphte, et renouvelant l'air très-souvent, le potassium absorbe l'oxygène, et le sodium reste à l'état de pureté.

Propriétés. Le sodium ressemble beaucoup au potassium ; il est solide, presque aussi mou et aussi ductile que la cire, d'une couleur blanche bleuâtre avec éclat métallique des plus prononcés, d'une densité de 0, 972 à + 15°. Il entre en fusion à + 90°, et ne se volatilise qu'au dessus du rouge. — L'air et l'oxygène l'altèrent peu à la température ordinaire ; mais ce dernier gaz est absorbé avec force à l'aide de la chaleur ; le résultat de la combustion de ce métal est la formation d'un deutoxyde de sodium de couleur jaunâtre. — Ce métal décompose l'eau à la température ordinaire, s'em-

pare de l'oxygène de ce liquide et met l'hydrogène en liberté; mais la réaction est moins vive qu'avec le potassium, et ne s'accompagne pas d'un dégagement de calorique assez grand pour enflammer le gaz qui se dégage.

Lithium.

On donne ce nom à un métal qui a été extrait de la *lithine*, oxyde métallique découvert en 1818 par M. Arfwedson dans quelques pierres trouvées dans la mine d'Oto, en Suède; savoir : la *pétalite*, la *tourmaline verte* et le *triphane*. La tourmaline verte existe aussi dans les eaux minérales de Carlsbad, Pyrmont et Hofgeismar. — On sépare le lithium de la lithine au moyen de la pile électrique (*voyez* Potassium). Il ressemble au potassium, d'après M. Davy.

Barium.

Ce métal est le radical d'un oxyde que l'on désigne sous le nom de *baryte*, et qui se trouve abondamment dans la nature combiné aux acides carbonique et sulfurique. En soumettant cet oxyde à l'action de la pile, on a pu en retirer une matière métallique d'un blanc argentin, très-ductile, légèrement malléable, absorbant l'oxygène avec rapidité à la température ordinaire, et s'oxydant vivement dans l'eau; ce métal est le baryum, dont l'histoire, comme radical, n'est encore qu'ébauchée.

Strontium.

Le strontium est le radical de la *strontiane*, oxyde métallique qui existe dans la nature combiné aux acides carbonique et sulfurique. On a pu l'étudier en décomposant la strontiane comme la baryte. Ce métal est blanc, plus pesant que l'acide sulfurique, absorbe rapidement l'oxygène à la température de l'air, et décompose vivement l'eau.

Calcium.

Ce métal, qui fait partie de la chaux, a été obtenu en trop petite quantité pour que ses propriétés aient été bien étudiées. Le peu que l'on en sait le fait beaucoup ressembler au baryum et au strontium.

§ II. *Métaux de la 2e section, ou métaux terreux.*

Ils sont au nombre de quatre : le magnésium, l'yttrium, l'aluminium et l'arsenic.

Magnésium.

Ce métal, obtenu pour la première fois par M. Davy, en décomposant l'oxyde de magnésium (magnésie) par l'action de la pile, a été obtenu depuis en plus grande quantité par M. Bussy, en décomposant le chlorure de magnésium par le potassium. Cette dernière opération peut se faire en mettant des petits globules de potassium dans un tube de verre fermé et légèrement recourbé à une de ses extrémités, recouvrant ce métal de petits fragments de chlorure de magnésium et chauffant l'extrémité fermée du tube jusqu'au rouge obscur. Le potassium se volatilise, passe sur le chlorure, le décompose avec dégagement de calorique et de lumière, s'empare du chlore et met le magnésium en liberté. En lavant la masse, le chlorure de potassium se dissout et le magnésium reste dans l'eau sous forme de globules très-brillants.

Propriétés. Le magnésium est solide, blanc argentin, plus pesant que l'eau, dur, attaquable à la lime, assez malléable pour être forgé. Il est sans action sur l'air et sur l'eau à la température ordinaire.

Yttrium.

L'yttrium est le radical d'un oxyde métallique qui a été découvert, en 1794, par M. Gadolin, et qui a été désigné sous le nom d'*yttria*. L'yttrium a été isolé en 1827 par M. Wohler, en traitant le chlorure d'yttrium par le potassium. Il est en poudre luisante, parsemée d'écailles d'un gris noir qui sont douées d'éclat métallique; il est plus dense que l'eau.

Aluminium.

C'est le premier des métaux terreux qui ait été isolé : il se trouve dans la nature à l'état d'oxyde (alumine) de sulfate, de phosphate, silicate, etc. Il a été obtenu séparé de ses combinaisons en 1827 par M. Wohler, qui l'a extrait du chlorure d'aluminium par le potassium : le procédé est semblable à celui que j'ai décrit pour le magnésium. — L'aluminium se présente sous forme d'une poudre grise qui se transforme par la trituration en paillettes métalliques qui ont la couleur et l'éclat de l'étain. Chauffé au rouge dans l'air ou l'oxygène, il prend feu et brille avec beaucoup d'éclat en se transformant en alumine; il est sans action sur l'eau

à la température ordinaire, et décompose lentement ce liquide à + 100°.

Arsenic.

Ce corps est connu depuis très-long-temps comme poison ; mais il paraît que c'est Brandt qui, le premier, en 1733, l'a considéré comme un métal particulier. Il existe dans la nature sous plusieurs états : 1° à l'état natif; 2° à l'état d'oxyde noir ; 3° à l'état de sulfure (réalgar, orpiment); 4° à l'état d'arséniure de cobalt, de nickel, de fer, de bismuth, d'antimoine, d'argent; 5° combiné en même temps à l'oxygène et à une base, ou à l'état d'arséniate ; 6° enfin, à l'état d'arséniure combiné au sulfure de fer (Mispikel).

Extraction. L'arsenic qui se trouve dans les arts provient soit de l'arsenic natif, que l'on sublime dans des cornues de fonte qui communiquent avec de larges cylindres; soit pendant le travail des mines de cobalt arsénicales : en grillant ces mines, une portion d'arsenic absorbe l'oxygène de l'air et se transforme en acide arsénieux, une autre portion échappe à l'oxydation et vient se sublimer à l'entrée de la cheminée où le grillage s'opère.

Dans les laborations on extrait l'arsenic de l'acide arsénieux en mêlant celui-ci avec son poids de charbon, et calcinant ce mélange dans une cornue de grès à long col, dont on ferme l'ouverture avec un bouchon percé d'un petit trou; l'arsenic se réduit et se sublime dans le col et à la voûte de la cornue, tandis que l'excès de charbon reste au fond. — Au lieu d'extraire l'arsenic de l'acide arsénieux, on se contente très-souvent de purifier l'arsenic du commerce par sublimation.

Propriétés. L'arsenic est solide, très-cassant, d'un gris d'acier, brillant lorsqu'il est récemment sublimé, d'une texture grenue, d'une densité de 5,959. — Exposé à une température de + 180°, il se sublime à l'air libre sans se fondre ; on peut cependant l'obtenir liquide en le chauffant sous une pression beaucoup plus considérable que celle de l'atmosphère. L'oxygène le ternit à la température ordinaire, et le transforme en une poudre noire qui, selon M. Berzélius, est un protoxyde d'arsenic. A chaud, la combinaison de l'oxygène et de l'arsenic se fait avec rapidité et avec une flamme blanchâtre, et donne lieu à la formation d'acide arsénieux qui se réduit en vapeurs blanches, très-épaisses; ces vapeurs ont une odeur alliacée, très-caractéristique, lorsque l'arsenic en poudre a été projeté sur des charbons ardents ; cette odeur appartient, non pas à l'acide arsénieux comme on l'a cru pendant long-temps, mais aux vapeurs d'arsenic métallique. — L'air agit de la même manière par l'oxygène qu'il contient, mais son action est moins vive.

L'eau pure privée d'air par l'ébullition n'a aucune action sur l'arsenic; mais si elle contient de l'oxygène en dissolution, elle le rend terne, l'oxyde peu-à-peu, et finit par acquérir elle-même des propriétés vénéneuses, en se chargeant de la petite quantité d'acide arsénieux qui s'est formée.

§ III. *Métaux de la* 3e *section.*

Il y en a sept, savoir : le manganèse, le fer, le zinc, le cadmium, l'étain, le nickel et le cobalt.

Manganèse.

C'est Gahn qui le premier a extrait le manganèse du bioxyde de manganèse, décrit très-peu de temps auparavant (en 1774), par Schéele sous le nom de *magnésie noire.* — Il existe dans la nature à l'état d'oxyde, de silicate, de carbonate et de phosphate.

Extraction. On retire le manganèse du bioxyde de manganèse purifié, par l'acide chlorhydrique, des carbonates de chaux et de manganèse qu'il contient (*Voyez* Oxygène); on en fait une pâte avec du noir de fumée et de l'huile, on place cette pâte dans la cavité d'un creuset brasqué, puis on lute ce creuset avec son couvercle, et on l'expose pendant une bonne heure à la plus haute température que l'on puisse produire dans un fourneau de forge à l'aide d'un soufflet. A cette température, le bioxyde est décomposé par le charbon, qui s'empare de son oxygène pour passer à l'état d'oxyde de carbone; le métal entre en fusion et forme un culot brillant que l'on trouve au fond du creuset.

Propriétés. Le manganèse est solide, d'un gris-blanc, d'une texture grenue, d'une densité de 8,013, très-cassant, très-dur, mais attaquable à la lime. Il ne peut être fondu qu'à 160 degrés du pyromètre de Wedgwood. — L'air et l'oxygène secs sont sans action sur lui à la

température ordinaire ; mais, lorsqu'ils sont humides, ils le ternissent et le transforment en oxyde. A une température élevée, son oxydation est prompte. — Il décompose l'eau peu à peu à la température ordinaire, surtout lorsqu'il est pulvérisé ; cette décomposition est rapide à la température rouge. — Le manganèse est sans usage.

Fer.

C'est de tous les métaux le plus commun et le plus utile; il est connu depuis la plus haute antiquité; la plupart des peuples civilisés ont su l'exploiter et s'en servir. Le fer existe dans la nature sous quatre états : 1° à l'état natif, dans des filons enveloppés d'oxyde, ou bien en masses plus ou moins considérables. On a trouvé des masses de fer natif sur plusieurs points du globe, au Pérou, au Brésil, en Sibérie, en Bohême, en Afrique ; celle qui a été trouvée à Olumpa (Brésil) pesait environ 1500 myriagrammes, et contenait un peu de carbone ; — 2° à l'état d'oxyde ; 3° sous celui de sulfure ; 4° et enfin à l'état de sels.

Extraction. On retire le fer de son oxyde que l'on rencontre dans presque tous les pays ; on le retire encore du carbonate et du silicate de fer, en calcinant ces composés avec du charbon à une haute température. — Considérés sous le rapport métallurgique, les différents minérais de fer peuvent être divisés en *minerais terreux* et *minerais en roches.* Les premiers comprennent le fer brun granuleux et les variétés de fer terreux. — Dans la seconde division se trouvent le fer oxydulé, le fer rouge hématite, le fer brun fibreux, le fer spathique ou carbonate de protoxyde de fer, et le silicate de fer. Presque toutes ces variétés renferment un peu de sulfures de cuivre et de fer, de phosphate de fer, d'oxyde de manganèse, quelquefois même de carbonate de magnésie.

Préparation des minerais. — Avant d'être traitées directement par le charbon à une température élevée, ces mines sont soumises à des opérations qui ont pour but de les débarrasser des matières terreuses qui les enveloppent, ainsi que du soufre et de l'arsenic qu'ils pourraient contenir, et de les rendre plus poreuses et plus friables. — Les minerais terreux ont seulement besoin d'être bocardés et lavés sous un courant d'eau ; les minerais en roche n'exigent ni lavage ni bocardage, mais il est nécessaire de les griller ; ces grillages s'exécutent, soit à l'air libre en les mettant en tas avec du bois ou de la houille, soit dans des fours carrés ou en cônes renversés.

Réduction de la mine. Cette opération s'exécute en mettant les minerais en contact avec du charbon à une très-haute température, dans des fourneaux particuliers qu'en terme d'art on appelle hauts fourneaux. — Ils ont une hauteur qui varie de 7 à 20 mètres, et sont formés de deux cônes tronqués et réunis base à base ; ils sont pourvus inférieurement d'une cavité que l'on appelle *creuset* ; au-dessus de celui-ci se trouvent trois ouvertures, dont deux latérales qui reçoivent les tuyaux de forts soufflets, et une troisième placée à la naissance du creuset et destinée à donner écoulement au laitier. On charge les hauts fourneaux par la partie supérieure que l'on désigne sous le nom de *gueulard* ; on les emplit d'abord de coke ou de charbon de bois, puis, lorsque leur température est très-élevée, on les entretient constamment pleins en jetant alternativement de la mine, du charbon, et ordinairement une certaine quantité de *fondant* destiné à faciliter la fusion des matières étrangères qui font partie des minerais. Ce fondant est composé de carbonate de chaux ou *castine*, lorsque la mine est très-siliceuse ou alumineuse ; il est au contraire formé d'argile ou *erbue* en terme du métier, lorsque la terre calcaire domine dans le minerai. Dans quelques usines, en mêlant ensemble en proportion convenable des mines dont les composants terreux sont de nature différente, on s'épargne la peine d'ajouter du fondant. — Par l'action de la chaleur, que l'on active à l'aide des deux soufflets, ou pompes soufflantes, l'oxyde de fer est réduit par le charbon, qui s'empare de son oxygène et passe à l'état d'oxyde de carbone ; le fer, dès qu'il est mis en liberté, se combine au charbon et forme un composé fusible que l'on connaît sous le nom de *fonte* ; l'alumine, la silice et la chaux, et les silicates de fer, de manganèse et de magnésie s'unissent ensemble pour former une masse vitreuse que l'on nomme *laitier.* A mesure que ces produits se forment, ils descendent à la partie inférieure du fourneau et se rendent dans le creuset, où le laitier, moins pesant que la fonte, surnage celle-ci, la préserve de l'action de l'air, et s'écoule au bout d'un certain temps le long d'une

plaque nommée *dame*, placée au-dessous de l'ouverture moyenne du fourneau. Quand le creuset est plein de fonte, on débouche, avec un ringard, un trou qui se trouve à sa partie inférieure et que l'on tient bouché avec de l'argile; la fonte s'écoule aussitôt, et vient se rendre dans des sillons enduits de sable et creusés dans le sol de la fonderie : là elle se solidifie sous la forme d'un prisme triangulaire que l'on connaît dans les arts sous le nom de *gueuse*.

Affinage de la fonte. Cette opération a pour but de brûler la plus grande partie des substances étrangères au fer, et d'obtenir celui-ci à peu près pur. Il y a deux manières de procéder à l'affinage de la fonte : 1° avec du charbon de bois; 2° avec du coke. — Le premier procédé se pratique dans un fourneau que l'on nomme *foyer d'affinerie*, et qui se compose d'une aire assez large et d'un foyer dont les bords sont à fleur de l'aire; le vent est amené dans le foyer par de forts soufflets; le fourneau est pourvu d'une hotte disposée de telle façon qu'il a l'aspect d'une forge de serrurier. — Le creuset est brasqué avec de l'argile et du charbon de bois pulvérisé et bien battu; puis on l'emplit de charbon de bois, et on place la mine au milieu de ce charbon qui doit l'entourer de tous côtés; cela fait, on allume le feu et on l'active à l'aide des soufflets. Par l'élévation de température la fonte entre en fusion, et se trouve peu à peu purifiée du carbone, du silicium, du manganèse et du phosphore qu'elle peut contenir; l'oxygène de l'air brûle le premier, se transforme en oxyde de carbone. Quant aux autres substances, elles sont brûlées ou oxydées, et elles se réunissent pour former des scories qui surnagent le bain et qu'un ouvrier fait écouler avec un ringard en fer; le bain fondu est constamment remué, afin de donner accès à l'air, renouveler les surfaces et mettre le fer en liberté. A mesure que l'affinage s'opère, la masse devint pâteuse et grumeuse; un ouvrier rassemble ces grumeaux en espèces de boules ou de *loupes* que l'on soumet ensuite sur une enclume à l'action de forts marteaux, afin d'en expulser les dernières portions de laitier, et de rapprocher les molécules du fer : c'est ce que l'on appelle *cingler la loupe*. Après cette opération on réchauffe le fer, et on le forge en grosses barres en le frappant avec un énorme marteau que l'on nomme *martinet*.

Le second procédé s'exécute à l'aide de fourneaux que l'on nomme *fourneaux à Pudler*. Ces fourneaux présentent une voûte au-dessous de laquelle se trouve un foyer qui est séparé par un petit mur en brique d'une cavité recouverte d'une plaque de fonte et de sable infusible. A l'extrémité opposée au foyer se trouve une longue cheminée pyramidale. Quand le four est porté au rouge, on y introduit la gueuse; et dès que celle-ci commence à fondre, un ouvrier la brasse pour en renouveler les surfaces. La cheminée détermine un tirage et donne lieu à un courant d'air qui, en passant sur la fonte en fusion, ne tarde pas à en brûler le carbone et à produire tous les phénomènes que j'ai indiqués en décrivant l'autre procédé. Le reste de l'opération est en tout semblable à la précédente; seulement dans beaucoup d'usines, au lieu d'expulser le laitier des *loupes* par l'action du marteau, on fait passer les masses de fer à travers un laminoir dégrossisseur, puis entre des cylindres cannelés qui font prendre au métal la forme de barres de toutes dimensions.

Dans les Pyrénées, le pays de Foix, la Catalogne, on réduit le fer spathique (carbonaté), le fer hématique, le fer oxydulé, sans faire passer ces minerais à l'état de fonte. On place la mine dans un fourneau particulier que l'on nomme *ouvrage* ou *renardière*, on l'entoure de charbon de bois, on élève la température au moyen des soufflets, et lorsque la matière a été chauffée et travaillée, et que le laitier a été séparé, on divise la masse en loupes que l'on forge comme celles qui proviennent de l'affinage de la fonte. — Ce procédé, qui est connu sous le nom de *Méthode catalane*, est prompt et économique; mais il ne peut être mis en usage que lorsque la nature du minerai le permet.

Propriétés physiques et chimiques du fer. Le fer est un métal solide, dur, d'une couleur grise bleuâtre, d'une texture fibreuse ou lamelleuse, d'une densité de 7,788. Il est ductile et malléable, surtout à chaud, d'une grande tenacité. Il n'entre en fusion qu'à la température de 130° du pyromètre de Wedgwood. Il est fortement altérable par l'aimant; il prend même les propriétés magnétiques, lorsqu'on le place en barres sous un angle de 70° et dans le plan du méridien magnétique. L'oxygène sec est sans action sur lui; mais en présence de l'humidité il peut s'y combiner et donner naissance à un oxyde. A chaud la combinaison est

des plus vives et se fait avec un dégagement de calorique et formation d'étincelles brillantes. On peut en faire l'expérience en introduisant dans un flacon rempli de gaz oxygène un petit faisceau de fils de fer très-fins, fixé à une de ses extrémités au bouchon du flacon, et portant à l'extrémité opposée un petit morceau d'amadou enflammé. A peine le fer est-il échauffé par l'amadou qu'il entre en combinaison avec l'oxygène du flacon, et qu'il brûle avec une scintillation des plus vives. C'est un effet tout semblable qui se produit, lorsqu'on chauffe le fer pour le travailler ; tout le monde sait qu'il s'en détache alors des parcelles qui traversent l'air sous forme d'aigrettes lumineuses et se refroidissent au pied de l'enclume en formant un oxyde que l'on connaît vulgairement sous le nom de *paille de fer*.

L'eau pure privée d'air par l'ébullition est tout-à-fait sans action sur le fer ; mais, si elle contient de l'air, le métal s'oxyde lentement, soit par l'absorption directe de l'oxygène en solution, soit par la décomposition lente de l'eau. — A une température rouge la décomposition de l'eau est rapide, et donne pour résultat un dégagement d'hydrogène et la formation d'un oxyde de fer noir. (*Voyez* décomposition de l'eau.)

Les qualités du fer sont variables ; tantôt le métal est ductile, d'autres fois il est cassant ; il est toujours ductile lorsque le minerai est de bonne qualité, tandis qu'il est souvent cassant lorsque la mine contenait des sulfures, de l'arsenic, des phosphates. Il y a du fer qui casse à froid ; c'est celui qui contient un peu de phosphore. Il y en a qui casse à chaud, ce qui paraît dépendre de ce qu'il contient un peu de soufre, d'arsenic ou de cuivre. Cependant ces derniers ne se cassent qu'au rouge-brun ; on peut les forger en les chauffant à blanc. — Outre ces différentes substances, les fers du commerce renferment toujours un peu de carbone que l'affinage ne peut lui enlever et qui paraît avoir de l'influence sur ses propriétés physiques, car M. Lassaigne a constaté que le fer qu'on obtient en réduisant l'oxyde par l'hydrogène, ne peut ni se souder ni se forger. Le tableau suivant fait connaître les quantités de carbone, de silicium, de phosphore et de manganèse qui ont été trouvées en faisant l'analyse de divers échantillons de fer du commerce. (Gay-Lussac et Wilson.)

ORIGINE DU FER.	CARBONE sur 1,00000.	SILICIUM sur 1,00000.	PHOSPHORE sur 1,00000.	MANGANÈSE sur 1,00000.
Fer de Suède, première qualité..	0,00293	Des traces.	0,00077	Des traces.
Idem, autre échantillon..........	0,00240	0,00025	Des traces.	Id.
Fer du Creusot..................	0,00159	Des traces.	0,00412	Id.
Fer de Champagne...............	0,00193	0,00015	0,00210	Id.
Fer obtenu avec la vieille féraille de Paris..................	0,00245	0,00020	0,00160	Id.
Fer cassant de la Moselle.........	0,00144	0,00070	0,00510	Id.

On connaît les nombreux usages du fer, et il est inutile d'en parler ici.

Zinc.

On ne connaît pas l'époque à laquelle le zinc a été découvert. — Ce métal existe dans la nature sous quatre états : à l'état de sulfure ou de *blende* ; à l'état de carbonate mêlé à du silicate, mine abondante que l'on désigne sous le nom de *calamine* ; à l'état d'oxyde combiné au bioxyde de manganèse, à l'oxyde de fer ou à l'alumine ; enfin à l'état de sel (carbonate, sulfate).

Extraction. Le zinc s'extrait principalement de la calamine qui contient de 36 à 38 centièmes d'oxyde de zinc. On commence par calciner la mine pour en dégager l'eau, l'acide carbonique, et la rendre plus facile à diviser. On la mêle ensuite avec le tiers de son poids de charbon, et on introduit ce mélange dans des tuyaux de terre placés dans un

fourneau sous une légère inclinaison : l'extrémité la plus basse de ces tuyaux est bouchée ; l'extrémité supérieure communique avec des tuyaux de fonte qui vont se rendre dans un bassin de réception contenant de l'eau. A l'aide de la chaleur l'oxyde de zinc est réduit par le charbon, et le zinc, mis en liberté, se vaporise et vient se rendre dans les tuyaux de fonte où il se condense ; de là il s'écoule dans les bassins, où il se solidifie sous forme de morceaux irréguliers. On le fond ensuite pour le mouler en plaques de 5 à 6 kilogrammes.

Propriétés. Le zinc est un métal solide, blanc bleuâtre, d'une structure lamelleuse, d'une densité spécifique de 7,1. Il est très-ductile, très-malléable, peu dur, facile à réduire en poudre, lorsqu'on le fait fondre et qu'on le triture au moment où il se fige.—Il entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge ; il se volatilise au-dessus de cette température ; on profite de cette propriété pour purifier le zinc en le distillant dans une cornue de grès lutée, au col de laquelle on adapte un tuyau en terre cuite qui plonge dans une terrine d'eau.

L'air et l'oxygène secs ne lui font éprouver aucune altération ; quand ils sont humides, ils le ternissent par un commencement d'oxydation ; mais à chaud le zinc absorbe très-rapidement l'oxygène et se transforme en un oxyde blanc qui, lorsque la température est très-élevée, peut former une fumée blanche qui se condense peu à peu sous forme de flocons légers. L'eau agit faiblement à froid sur le zinc ; mais à une température rouge ce liquide est décomposé ; il y a alors absorption de l'oxygène par le métal, et dégagement de gaz hydrogène.

Le zinc est employé à la construction de conduits, de couvertures de toits, de baignoires, etc. On l'emploie pour faire les piles électriques, pour fabriquer le cuivre jaune ou laiton, pour préparer le gaz hydrogène, etc. Dans les arts on s'en sert encore quelquefois pour fabriquer des ustensiles de cuisine ; mais la facilité avec laquelle il est attaqué par les acides, les dissolutions de sel commun, etc., et la propriété toxique des composés qu'il forme, devraient empêcher de préparer des aliments dans ces sortes de vases.

Cadmium.

Ce métal a été découvert en 1818 en même temps par MM. Stromeyer, Hermann et Roloff. Il n'a été rencontré que dans quelques minerais de zinc, et surtout dans quelques variétés de calamine et de blende.

On peut l'obtenir en dissolvant dans l'acide sulfurique la blende qui contient du cadmium, et faisant passer dans la liqueur un courant de gaz acide sulfhydrique qui y détermine la formation d'un précipité de sulfures de cadmium, de zinc et de cuivre ; on recueille et on lave ce précipité, puis on le dissout dans l'acide chlorhydrique ; cette dissolution est évaporée à siccité pour chasser l'excès d'acide, puis dissoute de nouveau et traitée par le sesqui-carbonate d'ammoniaque : le zinc, le cuivre et le cadmium sont transformés en carbonates, mais les deux premiers se dissolvent dans la liqueur, tandis que le dernier se précipite sous forme d'une poudre blanche. On le recueille et on le calcine pour chasser l'acide carbonique ; puis l'oxyde de cadmium qui provient de cette calcination est mêlé avec du noir de fumée et calciné de nouveau dans une cornue pour en dégager l'oxygène et en obtenir le métal à l'état de pureté.

Propriétés. Le cadmium ressemble à l'étain par sa couleur ; il est insipide, inodore, très-brillant, d'une densité spécifique de 8,604 à + 25°. On peut facilement l'entamer par la lime et le couteau ; lorsqu'on le ploie, il fait entendre un bruit analogue au *cri de l'étain*. Il est assez ductile et assez malléable pour qu'on puisse le tirer en fils très-fins et le réduire en lames minces. — Il est fusible au-dessous de la chaleur rouge ; il se volatilise au-dessus de cette température ; aussi peut-on le distiller aussi facilement que le zinc. On peut l'obtenir cristallisé en octaèdres. — L'air et le gaz oxygène sont sans action sur lui à la température ordinaire ; mais quand on chauffe ce métal dans ces deux gaz, il prend feu, brûle avec une flamme bleuâtre, et se transforme en oxyde jaunâtre indécomposable par la chaleur. Cet oxyde peut former une vapeur jaune qui, par le refroidissement, se précipite en poudre jaune sur les corps environnants.

Étain.

La découverte de ce métal se perd dans la nuit des temps ; les anciens le désignaient sous le nom de Jupiter. Il n'existe dans la nature qu'à l'état d'oxyde et sous celui de sulfure. L'oxyde d'étain naturel

fournit presque tout l'étain du commerce. Il y en a des mines en Angleterre, en Saxe, en Bohême, à Malaca et à Banca aux Indes orientales, dans quelques points de l'Amérique méridionale; on a découvert dans le département de la Haute-Vienne une mine d'étain assez riche pour être exploitée avec avantage.

Extraction. On commence par purifier les minerais de bioxyde d'étain; s'ils sont enveloppés d'une gangue quartzeuse ou argileuse, on les bocarde et on les lave ensuite sur des tables inclinées pour en séparer la gangue qui, étant plus légère que le minerai, est entraînée par l'eau. Quand la mine contient des sulfures de fer, de cuivre, etc., on la grille avec soin pour transformer les sulfures en sulfates et en oxydes : les sulfates sont dissous en jetant la masse dans l'eau; quant aux oxydes de fer et de cuivre, on les sépare en lavant de nouveau la mine sur des tables inclinées. — Après ces diverses opérations, l'oxyde d'étain est mêlé avec du charbon et une petite quantité de chaux éteinte, et jeté dans un fourneau à peu près semblable à ceux où l'on traite les minerais de fer, et désigné sous le nom de *fourneau à manche*. L'étain ne tarde pas à se réduire et à se rendre dans un bassin de réception situé au-dessous d'une ouverture pratiquée à la partie inférieure et antérieure du fourneau. Dans ce bassin on sépare l'étain des scories; lorsque cette séparation est faite, l'étain se rend au milieu d'une rigole dans un second bassin situé plus bas, et maintenu à une certaine température; là il s'épure par le repos, des métaux étrangers qu'il contient, et qui, moins fusibles que lui, tendent à se solidifier et à s'en séparer. De ce second bassin, on le fait souvent passer dans un troisième, où on achève de l'épurer des scories, des métaux étrangers et des poussières mécaniquement interposées dans toute sa masse. Après toutes ces opérations, on coule l'étain dans des moules pour le livrer au commerce.

Propriétés. L'étain est solide, d'un blanc argentin très-éclatant, d'une densité spécifique de 7,291. Quand on le plie, il fait entendre un petit bruit que l'on désigne sous le nom de *cri de l'étain*. Il se réduit facilement en lames minces, mais sa ductilité est très-imparfaite. Il entre en fusion à $+228^{\circ}$, n'est pas volatil; il cristallise par le refroidissement en prismes rhomboïdaux. L'air et l'oxygène, secs ou humides, ont peu d'action sur lui à la température ordinaire; mais lorsqu'il est fondu, il absorbe l'oxygène et se recouvre d'une pellicule grisâtre que l'on appelle vulgairement la *crasse* de l'étain, et qui n'est autre chose que du bioxyde mêlé à un peu de métal; en détournant de temps en temps avec une spatule la couche d'oxyde qui s'est formée, tout l'étain se transforme en oxyde. A une haute température, l'étain prend feu au contact de l'air ou de l'oxygène, absorbe rapidement ce dernier gaz et se transforme en bioxyde.

Ce métal n'exerce aucune action à froid sur l'eau; mais à une chaleur rouge il décompose ce liquide, en s'emparant de son oxygène et mettant l'hydrogène en liberté. — L'étain a de nombreux usages dans les arts, mais ses usages médicaux sont fort bornés : il fait partie du *lilium de Paracelse*, que l'on employait autrefois comme cordial. — Quelques médecins l'administrent comme anthelmintique.

Cobalt.

Depuis le quinzième siècle, on se sert de la mine de cobalt pour colorer le verre en bleu; mais ce n'est qu'en 1733 que ce corps a été distingué des autres métaux par Brandt. Il existe dans la nature sous plusieurs états : 1° combiné à l'oxygène, ou à l'état de sesqui-oxyde; 2° combiné à la fois à l'oxygène et à un acide, ou à l'état de sels (sulfate, arséniate); 3° uni au soufre, au fer, à l'arsenic et au nickel.

Le cobalt peut être extrait de la mine qui le contient par des grillages prolongés, pour en séparer le soufre et l'arsenic, puis par des opérations chimiques assez minutieuses, que le peu d'importance du métal m'engage à passer sous silence.

Propriétés. Le cobalt est solide, dur, cassant, d'une couleur grise avec une nuance un peu rosée, d'une densité de 8,538, d'une texture granuleuse et serrée. Il est très-difficile à fondre; il est magnétique, mais moins que le fer; il perd cette propriété lorsqu'il contient un peu d'arsenic. L'air et l'oxygène ont peu d'action sur lui à la température ordinaire, mais l'oxydent à une température élevée.

Nickel.

Le nickel a été trouvé dans un minéral que l'on a regardé long-temps comme

une mine de cuivre, et que les mineurs allemands désignent sous le nom de *kupfer nickel* (faux cuivre).—Cronstedt annonça que ce minéral contenait un métal nouveau (le nickel), outre l'arsenic, le cobalt, le fer, le soufre, et quelquefois le cuivre et l'antimoine qui en font partie; mais ce n'est qu'en 1775 que les travaux de Bergman firent distinguer ce métal des autres. — Le nickel est blanc argentin, très-ductile, d'une densité spécifique de 8,666 quand il a été forgé, et de 8,279 quand il ne l'a pas été. Il est plus magnétique que le cobalt et moins que le fer; il est aussi difficile à fondre que le manganèse. — Ce métal et ses composés n'ont reçu aucune application dans les arts et en médecine. On peut l'extraire en petite quantité du protoxyde de nickel, en le chauffant à la lampe, et le faisant traverser par un courant de gaz hydrogène, qui s'empare de l'oxygène et laisse le métal sous forme d'une petite masse poreuse.

§ IV. *Métaux de la 4e section.*

Ces métaux sont au nombre de quinze; le premier et les six derniers ne sont qu'oxydables; les huit autres sont acidifiables, et jouissent, ainsi que l'arsenic, de propriétés électro-résineuses. Un grand nombre des métaux de cette section offrent un intérêt si faible aux médecins que je me contenterai de faire mention de leur existence.

Glucynium.

C'est le radical d'un oxyde métallique découvert en 1798 par Vauquelin, et désigné par ce chimiste sous le nom de *glucyne*; le métal a été isolé pour la première fois en 1827 par M. Wohler, et presque en même temps par M. Bussy.— Le procédé que l'on emploie est semblable à celui qui a fourni le magnésium, l'aluminium et l'yttrium, c'est-à-dire qu'il consiste à traiter le chlorure de glucynium par le potassium. — Le glucynium est sous forme d'une poudre d'un gris foncé, qui prend un éclat métallique sombre sous le brunissoir. Il est très-difficile à fondre, ne s'oxyde ni dans l'air à la température ordinaire, ni dans l'eau froide ou bouillante. Quand on le chauffe au rouge en présence de l'oxygène, il brûle avec éclat, absorbe ce gaz et se transforme en glucyne (protoxyde de glucynium).

Molybdène.

Métal découvert par Schéele en 1778, dans un minéral qui avait été jusqu'alors confondu avec la plumbagine; il existe dans ce minéral à l'état de sulfure. Le mot de molybdène vient du mot grec *molyddœna*, qui signifie plumbagine.

Chrôme.

Métal découvert en 1797, par Vauquelin, dans un minerai de plomb connu sous le nom de *plomb rouge de Sibérie*; ce métal est remarquable par la propriété qu'il possède de former avec un grand nombre de corps des composés colorés qui sont employés avec un grand succès en peinture. Le nom qu'il porte (de χρωμα, couleur) rappelle cette propriété. — On extrait le chrôme en calcinant à une haute température un mélange de protoxyde de chrôme et de noir de fumée, placé dans un creuset brasqué. — Ce métal est solide, d'un blanc grisâtre, dur et cassant, d'une pesanteur spécifique d'environ 5,90. Il n'a pu encore être obtenu qu'en masse poreuse.

Vanadium.

Ce métal a été découvert en 1830 par Sefstrom, dans un fer très-ductile, provenant de Jaberg en Suède. — Il est solide, blanc, cassant et facile à réduire en poudre.

Tungstène.

Il se rencontre dans la nature à l'état d'acide combiné à la chaux et au peroxyde de fer. Cet acide a été isolé pour la première fois en 1781 par Schéele; les frères d'Elhuyart démontrèrent que cet acide avait pour radical un métal jusqu'alors inconnu.

Columbium.

Métal découvert en 1801, par Hatchett, dans un minéral venant d'Amérique; le nom de colombium lui a été donné en l'honneur de Christophe Colomb.

Antimoine.

Ce métal est connu depuis long-temps; mais il paraît que ce fut Basile Valentin qui, dans un ouvrage publié à la fin du quinzième siècle, fit connaître pour la première fois son procédé d'extraction. — L'antimoine existe dans la nature, 1° à l'état natif; 2° à l'état d'oxyde mêlé d'un peu de silice et d'oxyde de fer; 3° à

l'état de sulfure ; 4° combiné à la fois avec l'oxygène et le soufre.—Le sulfure d'antimoine se trouve abondamment en France, en Hongrie, en Saxe, etc.

Extraction. On extrait l'antimoine du sulfure. On commence par séparer ce minerai de sa gangue, en le concassant et le plaçant dans des pots de terre percés d'un trou à leur partie inférieure et placés sur d'autres pots qui sont en partie enfoncés dans la terre. En chauffant ces appareils avec du bois allumé, le sulfure d'antimoine entre en fusion ; abandonne sa gangue dans les pots supérieurs, et vient se rendre dans ceux qui sont en dessous et qui servent de récipients. Ainsi purifié, on lui donne le nom d'*antimoine cru.*

Cette première opération terminée, on réduit le sulfure en poudre, et on le chauffe très-doucement dans un fourneau à réverbère, en l'agitant souvent avec un ringard pour renouveler les surfaces ; le feu doit être assez ménagé pour que la matière n'entre pas en fusion. Dans ce grillage, l'oxygène de l'air brûle une portion du soufre qui se dégage à l'état d'acide sulfureux ; en même temps, l'antimoine est transformé en oxyde. Lorsque la matière est transformée en une poussière grise cendrée, on la mêle intimement avec son poids d'un mélange de tartre et de nitre (bitartrate de potasse et azotate de potasse) fait dans les proportions de deux parties du premier et d'une partie du second, puis on fond le tout dans des creusets de terre. La réaction s'opère et donne pour produits, 1° de l'antimoine métallique qui se prend en culot par le refroidissement ; 2° un mélange de sulfate et de carbonate de potasse, de sulfures de potassium et d'antimoine qui surnage le métal; 3° plusieurs composés volatils (azote, oxyde d'azote, eau, oxyde de carbone, etc).—Dans cette opération, l'acide tartrique, qui est formé d'oxygène, d'hydrogène et de carbone, et l'acide azotique, qui est composé d'oxygène et d'azote, se décomposent; l'hydrogène et le carbone se portent sur l'oxygène de l'oxyde d'antimoine, s'y combinent et forment de l'eau qui se vaporise, de l'oxyde de carbone qui se dégage, et de l'acide carbonique qui s'unit à une partie de la potasse pour former du carbonate de potasse ; l'oxygène se combine au soufre d'une partie du sulfure d'antimoine qui n'avait pas été transformée en oxyde par le grillage, et forme de l'acide sulfurique qui se combine à une autre portion de potasse pour donner naissance à du sulfate de potasse : l'antimoine qui est mis à nu provient donc tout à la fois de l'oxyde et d'une portion du sulfure d'antimoine. Quant au sulfure de potassium qui fait partie du résidu, il provient de la réduction d'une petite quantité de potasse par l'hydrogène et le carbone, et de la combinaison du potassium avec une proportion convenable de soufre provenant du sulfure d'antimoine.

L'antimoine obtenu de cette façon n'est jamais pur, et contient presque toujours du plomb, du fer, du soufre et de l'arsenic ; pour le séparer de ces substances, il faut le réduire en poudre, le mêler avec la 8ᵉ partie de son poids de nitre, et le projeter par petites portions dans un creuset chauffé à blanc ; l'oxygène du nitre brûle l'arsenic, le fer, etc., et le culot métallique que l'on obtient après l'opération est de l'antimoine à peu près pur.

Quelques précautions que l'on ait prises, l'antimoine contient toujours de l'arsenic, à moins que ce métal n'ait été retiré du sulfure d'antimoine du département de l'Allier, qui ne renferme pas de substance arsenicale (Sérullas). Cependant M. Wohler a fait connaître, dans le numéro de juillet 1833 du *Journal de Pharmacie*, un procédé à l'aide duquel on peut obtenir de l'antimoine parfaitement pur : ce procédé consiste à chauffer un mélange d'une partie d'antimoine métallique avec une partie et quart de nitre, et une demi-partie de carbonate de potasse; le nitre se décompose et fournit à l'antimoine et à l'arsenic assez d'oxygène pour les transformer en acides antimonique et arsenique qui se combinent à la potasse du nitre et du carbonate de manière à former de l'antimoniate et de l'arséniate de potasse. Lorsque la réaction est terminée, on jette la masse dans l'eau, qui dissout l'excès de carbonate de potasse, ainsi que l'arséniate de potasse, et laisse l'antimoniate de potasse insoluble. On recueille ce dernier sel et on le fait fondre dans un creuset avec la moitié de son poids de tartre ; l'acide tartrique se décompose, et fournit à l'oxygène de l'acide antimonique et de la potasse, de l'hydrogène et du carbone qui s'y combinent et forment de l'eau et de l'oxyde de carbone : l'antimoine et le potassium, mis en liberté, s'allient immédiatement. On met cet alliage dans l'eau, qui le décompose en faisant passer le po-

tassium à l'état d'oxyde soluble, et en laissant l'antimoine pur entièrement isolé de toute substance étrangère.

Propriétés. L'antimoine est un métal solide, blanc-bleuâtre, très-cassant, d'une texture lamelleuse, d'une densité spécifique de 6,702. Frotté entre les doigts, il leur communique une odeur sensible. Exposé à l'action du calorique dans des vases fermés, il entre en fusion à + 426°; une chaleur beaucoup plus élevée ne le volatilise pas; on peut l'obtenir cristallisé en octaèdres; si le refroidissement s'est fait peu à peu, on voit à la surface du culot une cristallisation qui ressemble aux feuilles de fougère.

L'air et l'oxygène ont peu d'action sur lui, même lorsqu'ils sont humides; cependant à la longue le métal se ternit un peu à leur contact. A une température rouge, l'oxygène est absorbé par l'antimoine, qui se transforme en un oxyde très-blanc. La combinaison a lieu avec un dégagement de calorique et de lumière; on peut rendre cette expérience curieuse en faisant fondre 8 à 10 grammes d'antimoine, et en le versant de 4 à 5 pieds de haut sur le carreau; l'antimoine se divise en une foule de petits globules qui traversent l'air comme une pluie de feu, divergent de tous côtés et absorbent l'oxygène en se transformant en protoxyde, qui se répand dans l'air sous forme d'une épaisse fumée blanche. — L'antimoine ne décompose l'eau ni à froid ni à chaud. — Les anciens chimistes désignaient ce métal sous le nom de *régule d'antimoine.*

Titane.

Ce métal a été trouvé en 1791, par Grégor, dans un minéral du comté de Cornouailles; et en 1795, par Klaproth, dans un minéral désigné sous le nom de *schrol rouge.*

Tellure.

Métal trouvé en 1782, par Muller, dans une mine d'or de Transylvanie; étudié de nouveau en 1798 par Klaproth.

Urane.

Il a été découvert en 1789, par Klaproth, dans un minéral appelé *pechblende*, et que l'on avait considéré avant cette époque, tantôt comme une mine de zinc, tantôt comme une mine de fer ou de tungstène.

Cerium.

Le cérium a été découvert en 1804 par MM. Berzélius et Hisinger, dans un minéral de Suède que l'on nomme la *cérite.*

Bismuth.

Le bismuth est un métal qui paraît connu assez anciennement; on le désignait autrefois sous le nom d'*étain de glace.* Il se trouve dans la nature : 1° à l'état natif; sous cet état il contient presque toujours un peu d'arsenic; 2° à l'état d'oxyde; 3° à l'état de sulfure; 4° enfin à l'état d'union avec l'arsenic ou le tellure.

Extraction. Le bismuth natif est séparé de sa gangue au moyen d'un procédé fort simple qui repose sur la grande fusibilité du métal. On se contente souvent de placer la mine concassée dans des creusets autour desquels on fait du feu : le bismuth entre en fusion, se sépare de sa gangue, et s'écoule dans un récipient placé au-dessous du creuset, en passant à travers une ouverture pratiquée au fond de celui-ci. — En Saxe, on casse la mine en morceaux de la grosseur d'une noisette, et on la place dans des tuyaux de fonte longs de 5 pieds, larges de 8 pouces, et placés sous une légère inclinaison dans un fourneau. L'extrémité supérieure du tube est bouchée par un couvercle en fer, l'inférieure est fermée par un bouchon de terre percé d'une petite ouverture.

En chauffant, l'arsenic que contient la mine se volatilise et vient se rendre à la partie supérieure du tube; le bismuth entre en fusion et coule à la partie inférieure du tuyau, sort par l'ouverture qui y a été ménagée et vient se rendre dans un bassin de fonte. Le bismuth obtenu à l'aide de ce procédé contient toujours de l'arsenic, du soufre, etc., dont on peut le priver en le faisant fondre avec un peu de nitre (azotate de potasse), et le brassant avec une forte tige de fer; l'arsenic absorbe l'oxygène qui provient de la décomposition de l'acide azotique du nitre, et se transforme en acide arsénique qui se combine à la potasse pour former de l'arséniate de potasse; le soufre de son côté est transformé en acide sulfurique et ensuite en sulfate de potasse; en versant la masse dans l'eau, les deux sels de potasse sont dissous et le bismuth reste insoluble.

Propriétés. Le bismuth est un métal

solide, blanc-jaunâtre, d'une structure lamelleuse, d'une densité de 9,822. — Exposé à l'action du calorique, il entre en fusion à + 247° ; si, lorsqu'il est fondu, on le laisse refroidir lentement, et si, lorsqu'il commence à se solidifier à sa surface, on perce la croûte pour décanter les parties intérieures encore liquides, on le trouve cristallisé en cubes qui se disposent les uns par rapport aux autres de manière à former une pyramide quadrangulaire renversée. C'est de tous les métaux le plus facile à obtenir cristallisé; mais, pour que cette cristallisation soit bien régulière, il faut que le métal soit pur, et surtout qu'il ne contienne point d'arsenic.

L'air et l'oxygène secs n'ont point d'action sur ce métal, mais, lorsqu'ils sont humides, ils le ternissent un peu ; à l'aide de la chaleur, la combinaison de l'oxygène et du bismuth se fait avec rapidité, et avec un dégagement d'une légère lumière bleuâtre ; il se forme alors un oxyde de bismuth de couleur jaune.— Ce métal ne décompose l'eau ni à froid ni à chaud.

Plomb.

Métal connu de toute antiquité, et désigné par les anciens sous le nom de *Saturne*. Il existe dans la nature : 1° à l'état natif; 2° combiné à l'oxygène; ces deux composés sont fort rares; 3° combiné avec le soufre, ou le chlore; 4° à l'état de sel (sulfate, phosphate, carbonate, chromate, arséniate, etc.).

Extraction. Le sulfure de plomb naturel étant la mine la plus abondante, est particulièrement exploité pour l'extraction du plomb. — La mine doit être bocardée et lavée pour séparer le sulfure de sa gangue, puis grillée, soit dans un fourneau à réverbère, soit sur un lit de bois allumé. Par le grillage, le sulfure de plomb est en partie décomposé, et transformé en oxyde et en sulfate de plomb qui restent mêlés à la portion de sulfure qui n'a pas été attaquée par l'oxygène de l'air. Après cette opération, la mine est traitée dans le fourneau à manche par le charbon et la grenaille de fonte ou bien la vieille ferraille et les scories de forge. Par l'élévation de la température, l'oxyde et le sulfate de plomb sont réduits par le charbon, et le sulfure de plomb est décomposé par le fer, qui s'empare du soufre et forme un sulfure qui surnage le bain et peut être isolé du métal en faisant passer celui-ci du premier bassin de réception dans le second. — Le plomb ainsi obtenu est désigné sous le nom de *plomb d'œuvre*; il est loin d'être pur, car il contient du soufre, et souvent du cuivre, du zinc, de l'antimoine, de l'arsenic et de l'argent, qui quelquefois existent en assez grande quantité pour le rendre dur, cassant et impropre à ses usages ordinaires. Lorsque l'argent est en quantité notable, il devient souvent important de l'extraire. (*voyez* Argent.) Dans tous les cas, en chauffant le plomb au contact de l'air, il s'oxyde en partie, mais le zinc et l'antimoine font partie des premières portions oxydées; puis c'est le tour du cuivre. Après avoir chauffé assez long-temps, le plomb métallique qui reste est plus pur qu'avant ce grillage; quant à l'oxyde de plomb qui s'est formé, il est très-impur, puisqu'il contient des oxydes de zinc, d'antimoine et de cuivre; mais sous cet état il peut très-bien servir dans les fabriques de poteries.

Propriétés. Le plomb est un métal solide, blanc-bleuâtre, brillant, d'une densité spécifique de 11,445, assez mou pour que l'ongle puisse le rayer, très-flexible, tachant les doigts et les corps blancs en gris, acquérant une odeur sensible par le frottement, très-malléable, faiblement ductile, très-peu sonore, ayant à peine de la ténacité. Il entre en fusion à + 322°, peut cristalliser, suivant Monge, en pyramides quadrangulaires.

L'air et l'oxygène secs sont sans action sur ce métal à la température ordinaire; quand ils sont humides, ils ternissent sa surface. A l'aide de la chaleur, la combinaison de l'oxygène et du plomb se fait très-facilement; cette combinaison s'opère à quelques degrés au-dessus de la fusion de ce métal ; il se forme alors à la surface du plomb une pellicule grise qui, calcinée convenablement, devient jaune en passant à l'état de protoxyde de plomb. — Ce métal ne décompose l'eau ni à chaud ni à froid.

Les usages du plomb dans les arts sont très-nombreux.

Cuivre.

Le cuivre, désigné par les anciens sous le nom de *Vénus*, est connu de toute antiquité. Après le fer, c'est peut-être le métal le plus employé. On le rencontre dans la nature : 1° à l'état natif; 2° combiné à l'oxygène; 3° uni au soufre; 4° en-

fin à l'état de sels (carbonate, sulfate, phosphate).

Extraction. Le cuivre natif, l'oxyde et le carbonate sont traités dans le fourneau à manche par le charbon, avec addition de fondants qui varient suivant la nature de la gangue; comme celle-ci est presque toujours siliceuse ou argileuse, c'est la chaux que l'on emploie le plus souvent à titre de fondant pour saturer l'acide silicique. Ce procédé est suivi à Chessy dans le département du Rhône. Les minerais sulfurés exigent des manipulations plus nombreuses. On les concasse et on les dispose en pyramides tronquées, au centre desquelles on ménage un canal destiné à permettre l'introduction de bois allumé. Le grillage dure plusieurs mois, décompose les sulfures de cuivre et de fer qui composent la mine, transforme ces deux métaux en oxydes, et dégage le soufre de sa combinaison : une partie de celui-ci se dégage à l'état d'acide sulfureux : une autre partie se volatilise et vient se condenser à la partie supérieure des pyramides tronquées. — Lorsque la mine a été suffisamment grillée, on la traite au fourneau à manche par le charbon. Celui-ci, à une haute température, décompose les oxydes de cuivre et de fer, s'empare de leur oxygène pour former de l'oxyde de carbone, et met en liberté les deux métaux, qui restent unis à la portion du sulfure qui n'avait pas été attaquée pendant le grillage. Le produit de cette opération consiste en un composé brun, fragile, que l'on désigne sous le nom de *matte*. Ce composé est concassé et soumis pendant long-temps à de nouveaux grillages, pour le débarrasser du soufre, puis traité de nouveau dans le fourneau à manche par le charbon avec addition d'un peu de sable siliceux. Ce sable s'unit à l'oxyde de fer et forme un laitier abondant; le charbon réduit l'oxyde de cuivre et le transforme en cuivre noir qui renferme environ $\frac{90}{100}$ de cuivre, un peu de soufre et un peu de fer, ce cuivre se rend dans le bassin de réception. Outre le cuivre noir et le laitier, il se forme une nouvelle matte, qui doit passer par toute la série des opérations qui viennent d'être rapidement indiquées.

Le cuivre noir est affiné dans un fourneau à réverbère dont le sol est concave et recouvert d'une brasque de charbon et d'argile. Quand le métal est fondu, il se forme des scories que l'on retire avec un ringard en fer, puis on dirige sur la masse en fusion le vent de deux forts soufflets, et au bout de deux heures le cuivre est affiné. Après cette opération, on fait couler le cuivre dans le bassin de réception, et on le refroidit en *rosettes* irrégulières, que l'on obtient en jetant un peu d'eau à la surface du bain, qui se fige subitement dans le point mouillé. Ces rosettes sont enlevées rapidement avec un ringard, et plongées dans l'eau. Quand on veut obtenir le cuivre en lames, on le fond dans un creuset, et on le coule en plaques que l'on soumet ensuite à l'action du laminoir, après les avoir chauffées jusqu'au rouge naissant.

Propriétés. Le cuivre est un métal solide, d'une couleur rougeâtre, très-ductile, très-malléable, tenant le second rang parmi les métaux pour la ténacité, devenant odorant lorsqu'on le frotte entre les mains, jouissant d'une grande sonorité. Son poids spécifique est 8,878. — Soumis à l'action du calorique, il entre en fusion vers le 27e degré du pyromètre de Wedgwood, et peut être obtenu cristallisé en pyramides quadrangulaires à l'aide d'un refroidissement très-lent. — Il n'est pas volatil.

L'air sec et l'oxygène ne lui font éprouver aucune altération, mais, s'ils sont humides, ils ternissent un peu sa surface; si cette oxydation lente se fait à l'air libre, à mesure que l'oxyde se forme, il absorbe l'acide carbonique de l'air, et se transforme en sous-carbonate de bioxyde de cuivre hydraté que l'on désigne vulgairement sous le nom de *vert-de-gris*. — La chaleur favorise l'oxydation du cuivre. Les *battitures* de cuivre qui se forment lorsqu'on forge ce métal dans les ateliers ne sont autre chose qu'un oxyde brun de cuivre. Ce métal ne décompose pas l'eau; lorsque ce liquide contient de l'air, il peut en déterminer lentement l'oxydation.

Osmium.

Métal découvert en 1803, par Smithson Tennant, dans les minerais de platine, où il se rencontre à l'état d'osmiure d'iridium.

§ V. *Métaux de la 5e section.*

Ces métaux sont au nombre de quatre : le mercure, le rhodium, l'iridium et l'argent.

Mercure.

La connaissance de ce métal remonte

à la plus haute antiquité. Les anciens alchimistes qui se livraient à la recherche de la pierre philosophale, persuadés que ce métal n'était que de l'argent liquide (*vif-argent*), se sont inutilement évertués pour le fixer. Mais si leurs efforts n'ont pas été couronnés du succès qu'ils espéraient, au moins leurs travaux ont-ils fait connaître plusieurs composés mercuriaux très-importants : tel est, par exemple, le *sublimé-corrosif*, qui depuis sa découverte a rendu de si nombreux services à la médecine.

Le mercure existe dans la nature : 1° à l'état natif, en petits globules disséminés dans les mines mercurielles ; 2° uni à l'argent; 3° combiné au soufre (cinabre natif) ; 4° combiné au chlore ; 5° enfin uni au sélénium. Le sulfure de mercure forme les mines les plus abondantes, et les seules qui soient exploitées pour l'extraction du métal.

Extraction. On retire le mercure du cinabre natif par deux procédés : le premier procédé consiste à mêler la mine broyée avec le quart de son poids de chaux éteinte, et à chauffer ce mélange dans de grandes cornues de fonte placées sur deux rangs dans un fourneau appelé *galère*, et au col desquelles on adapte un récipient de verre rempli d'eau jusqu'au tiers. Par l'action de la chaleur, le sulfure de mercure est décomposé par la chaux, le mercure est mis en liberté, se volatilise et vient se rendre dans le récipient, où il se condense; il reste dans la cornue un mélange de sulfure de calcium et de sulfate de chaux. Dans cette opération, une partie de la chaux est décomposée, cède son oxygène à une partie du soufre et le transforme en acide sulfurique, qui s'unit à la portion de chaux intacte pour former du sulfate de chaux; le calcium qui provient de la réduction d'une partie de la chaux s'empare du reste du soufre du sulfure de mercure, et donne naissance à du sulfure de calcium. — On peut substituer à la chaux le fer en copeaux; mais le premier moyen est plus économique.

Le second procédé est exécuté à Almaden en Espagne. Il consiste à broyer la mine, à en faire des petites masses avec de l'argile, et à les placer dans un fourneau dont la sole, qui est en briques, est percée de plusieurs trous pour livrer passage à une partie de la flamme du foyer qui est au-dessous; à la partie supérieure du fourneau se trouvent des tuyaux en terre qui vont se rendre dans des chambres qui servent de récipient. On fait du feu dans le foyer avec des fagots ou des broussailles; la flamme, en passant sur les minerais de sulfure de mercure, brûle le soufre et le transforme en acide sulfureux qui se dégage ; le mercure mis en liberté entre en vapeur, et vient se rendre dans les chambres de condensation où il se liquéfie. — A Idria, dans le Frioul, ce procédé a été un peu modifié. Le minerai, au lieu d'être mêlé avec de l'argile, est placé sous des voûtes disposées les unes au-dessus des autres, et dans lesquelles on dirige un courant de flamme et d'air; la dernière voûte communique au moyen de tuyaux avec des chambres de condensation où viennent se rendre l'acide sulfureux et le mercure en vapeur : ce dernier se condense, tandis que le premier se dégage par des cheminées qui terminent l'appareil.

Propriétés. Le mercure est un métal liquide à la température ordinaire, d'un blanc légèrement bleuâtre, très-brillant, d'une densité spécifique de 13,588 à +4°. Exposé à un froid de —40°, il se solidifie ; cet effet peut être produit en entourant le mercure, placé dans une petite ampoule de verre, d'un mélange frigorifique composé de 2 parties de chlorure de calcium et une partie de neige, ou bien en plongeant cette ampoule dans une capsule contenant de l'acide sulfureux liquéfié; le mercure, solidifié par le froid, s'aplatit sous le marteau ; mis en contact avec nos organes, il fait éprouver une sensation analogue à la brûlure. — Le mercure liquide entre en ébullition à une température de + 360°. C'est sur cette propriété qu'est fondée sa purification ; on peut en effet le distiller dans une cornue de grès munie d'une allonge qui vient se rendre dans un récipient rempli d'eau; l'extrémité inférieure de cette allonge doit être entourée d'un nouet de linge, afin d'empêcher les vapeurs mercurielles de se répandre dans le laboratoire. — Le mercure forme des vapeurs à la température ordinaire; on peut s'en assurer en mettant une très-petite couche de mercure dans un flacon, et en collant une feuille d'or à la partie inférieure du bouchon qui doit servir à le fermer ; bien que cette feuille d'or ne soit en contact avec le métal liquide que par l'intermède des couches d'air qui l'en séparent, cependant, au bout de quelque temps, elle se trouve blanchie et amalgamée avec du mercure.

L'air et l'oxygène secs ou humides sont sans action sur ce métal à la température ordinaire ; mais à une température un peu inférieure à son point d'ébullition, l'oxygène est absorbé, et le mercure est transformé en oxyde rouge (*voyez* Analyse de l'air). — L'eau ne lui fait éprouver aucune altération.

Le mercure a de nombreux usages en physique, en chimie et dans les arts. Ses usages médicaux sont assez bornés ; divisé dans la graisse, il forme la pommade mercurielle.

Rhodium.

Ce métal, découvert en 1804 par M. Wollaston, fait partie de la mine de platine (*voyez* Platine).

Iridium.

Il a été découvert en 1803 par M. Descostils ; ce métal fait aussi partie de la mine de platine.

Argent.

La connaissance de ce précieux métal remonte aux siècles les plus reculés. Les anciens chimistes le désignaient sous le nom de *Diane* ou de *Lune*. Il existe dans la nature sous cinq états principaux : 1° à l'état natif. Sous cet état, il est rarement pur, mais il contient toujours un peu de fer, ou de cuivre, ou d'arsenic, ou d'or ; on le trouve, tantôt cristallisé régulièrement, tantôt formé de lames ou de fils réunis comme des branchages ; 2° à l'état de sulfure pur, ou uni aux sulfures de plomb, d'antimoine, de mercure, d'arsenic ; 3° combiné à un métalloïde, tel que le chlore, l'iode, le sélénium ; 4° à l'état d'alliage binaire avec l'antimoine, l'arsenic, le tellure, le mercure, l'or ; 5° enfin à l'état de carbonate.

Extraction. Les procédés d'extraction de l'argent varient suivant la nature et la richesse de la mine. Chaque pays a pour ainsi dire son mode d'exploitation. — A Konigsberg, où existe la mine d'argent natif la plus riche de l'Europe, on bocarde et on lave les minerais, puis on fait fondre ensemble parties égales de plomb et d'argent natif ; il en résulte un alliage qui contient de 30 à 35 pour 100 d'argent. On sépare le plomb de cet alliage, en plaçant ce dernier dans une cavité désignée sous le nom de *coupelle*, et dont les bords sont de niveau avec l'aire d'un fourneau. Cette coupelle est construite en briques et recouverte d'une couche de cendres lavées et d'os calcinés réduits en poudre et bien battus. A une extrémité de la coupelle, se trouve un soufflet qui amène le vent sous une légère inclinaison ; à l'extrémité opposée existe un trou. Par l'élévation de la température, l'alliage entre en fusion et se décompose ; le plomb absorbe l'oxygène de l'air et se transforme en protoxyde, qui, à mesure qu'il se forme, est poussé du côté du trou par le vent des soufflets, sort de la coupelle et va se rendre dans un bassin de réception, où il se solidifie sous forme de petites écailles rougeâtres. L'argent retient encore un peu de plomb, dont on le prive en le portant dans une autre coupelle faite entièrement en os calcinés et le fondant de nouveau ; le reste du plomb s'oxyde et se trouve absorbé par les parois de la coupelle ; l'argent reste à l'état de pureté.

Le plomb d'œuvre contient quelquefois, ainsi que je l'ai dit plus haut, assez d'argent pour que l'on doive chercher à l'extraire ; on soumet alors ce métal à l'opération qui vient d'être décrite, et que l'on nomme *coupellation ;* mais il est nécessaire que la coupelle soit constamment remplie, et qu'à mesure qu'une portion de plomb s'oxyde et s'écoule, elle soit remplacée par une quantité égale de plomb argentifère : c'est des opérations de cette nature que provient presque tout le protoxyde de plomb (litharge) que l'on trouve dans le commerce.

A Freyberg, où le minerai que l'on exploite est formé de sulfure d'argent disséminé dans une grande quantité de sulfures de fer et de cuivre, on suit un autre procédé. On mêle cette mine avec un dixième de son poids de sel marin, et on la grille dans un fourneau à réverbère en la remuant fréquemment ; il en résulte des sulfates de soude, de fer, de cuivre, et du chlorure d'argent. Ce mélange est réduit en poudre fine et placé dans des tonneaux qui tournent sur leur axe, et dans lesquels on introduit en même temps environ la moitié de son poids d'eau et une certaine quantité de fer forgé et de mercure. Toute la masse est ensuite agitée pendant 16 à 18 heures. Dans cette opération, l'eau délaye la poudre, dissout plusieurs sels et divise le mercure ; le chlorure d'argent est décomposé par le fer, qui s'empare du chlore et met l'argent en liberté : celui-ci s'unit au mercure. Quand la masse a été assez agitée, on place l'amalgame liquide dans des sacs de coutil que l'on soumet

à la presse pour en faire sortir l'excès de mercure ; la portion solide qui reste ensuite est distillée dans des cornues de fonte : le mercure se volatilise et l'argent reste. — Ce procédé, que l'on désigne sous le nom d'*amalgamation*, est légèrement modifié pour l'exploitation des mines d'argent du Mexique et du Pérou.

Propriétés. L'argent est un métal d'une belle couleur blanche brillante, très-ductile, très-malléable, d'une ténacité assez grande, d'une densité spécifique de 10,470 lorsqu'il est fondu, et de 10,61 quand il est écroui. — Il entre en fusion au-dessus du rouge-cerise, à une température que l'on évalue à 20° du pyromètre de Wedgwood ; si on le laisse refroidir lentement, il cristallise en pyramides quadrangulaires.

L'air et l'oxygène secs sont sans action sur lui à la température ordinaire ; si on le chauffe dans un creuset, il absorbe de l'oxygène un peu au-dessus de son point de fusion, mais il le laisse dégager aussitôt qu'on vient à le refroidir ; on peut s'en assurer en jetant dans de l'eau de l'argent qui a été maintenu pendant quelque temps en fusion au contact de l'air ; il y a aussitôt dégagement de gaz oxygène qui peut être reçu dans des cloches remplies d'eau (Samuel Lucas). L'absorption de l'oxygène par l'argent en fusion se fait encore mieux en faisant passer un courant de ce gaz dans un tube de porcelaine contenant de l'argent fondu (Gay-Lussac).

§ VI. *Métaux de la 6e section.*

Ils sont au nombre de trois, savoir : l'or, le platine et le palladium.

Or.

Ce métal n'existe dans la nature qu'à l'état natif, ou combiné à quelques métaux, tels que l'argent, le cuivre, le fer, le tellure, etc. Il ne forme pas de gîtes à lui seul, mais il se rencontre dans des filons ou des amas de différentes matières. Il y a des mines d'or en Transylvanie, en Sibérie, en Afrique, mais surtout au Pérou, au Mexique, au Brésil, etc. On le trouve quelquefois dans les terrains d'alluvion et dans le sable de quelques rivières.

Extraction. Les procédés d'extraction varient suivant la nature du minerai. Les *sables aurifères* sont lavés dans un canal étroit dans lequel passe un courant d'eau assez rapide ; les matières terreuses sont entraînées, et l'or, plus pesant, reste ; on amalgame ensuite ce métal avec du mercure afin de le séparer du platine qu'il peut contenir, et cet amalgame est soumis aux mêmes opérations que celui d'argent. *L'or en roches* s'exploite de trois manières : 1° par la fonte ; 2° par le lavage ; 3° par l'amalgamation. — Le premier procédé s'applique surtout aux sulfures aurifères ; les minerais sont grillés, puis fondus, soit seuls, soit avec des matières plombifères, de manière à obtenir des mattes que l'on traite ensuite par le plomb, qui s'allie à l'or. On sépare ce dernier métal en traitant l'alliage par la *coupellation* (*voyez* Argent). — On a recours au lavage lorsque l'or se trouve disséminé dans une gangue pierreuse ; on commence par réduire le minerai en poudre très-fine, et on achève de le pulvériser en le faisant passer dans un moulin à blé. La poussière est ensuite lavée afin d'entraîner les matières terreuses ; l'or, qui est plus pesant, en est séparé avec facilité, et reste à l'état de poudre. Ce procédé peut également servir à l'exploitation des pyrites (sulfures de fer) aurifères ; mais il faut d'abord que celles-ci aient été grillées et qu'elles aient été transformées en oxydes de fer. C'est alors qu'on peut les réduire en poussière et les laver. Après l'opération, il est bon de faire passer sur du mercure l'eau qui tient l'oxyde de fer en suspension, afin d'absorber la petite quantité d'or que cet oxyde pourrait retenir. — L'amalgamation convient à tous les minerais ; ce procédé s'exécute à peu près comme celui que l'on met en usage pour l'extraction de l'argent.

Lorsque l'or obtenu à l'aide de l'un ou de l'autre de ces procédés contient du cuivre, du fer et de l'argent, on le fond avec du nitre (azotate de potasse), qui oxyde les deux premiers et les sépare. Quant à l'argent, on ne peut le retirer qu'en réduisant l'alliage en grenaille et le faisant bouillir avec de l'acide sulfurique concentré, qui dissout l'argent et n'attaque pas l'or ; mais cette opération ne peut réussir qu'autant que l'alliage contient les trois quarts de son poids d'argent ; s'il en contient beaucoup moins, l'acide n'a plus aucune action sur le métal. Or, comme l'alliage naturel ne contient qu'une très-petite quantité d'argent, on est obligé de le faire fondre avec trois parties de ce métal, avant de le faire bouillir avec de l'acide sulfurique ; quant au sulfate d'argent qui se forme, on le

décompose en plongeant des lames de cuivre dans sa solution ; il se forme du sulfate de cuivre, et l'argent est précipité à l'état métallique.

Propriétés. — L'or est un métal solide, d'une couleur jaune, très-brillant, d'une densité spécifique de 19,257 ; c'est le plus ductile et le plus malléable de tous les corps : on le réduit en feuilles si minces, que le calcul démontre qu'avec une once d'or on peut recouvrir un fil d'argent long de 444 lieues. Il a peu de dureté ; exposé à l'action du calorique, il entre en fusion à une température représentée par le 32e degré du pyromètre de Wedgwood ; il n'est pas volatil au feu de forge, cependant on peut le volatiliser, soit en le chauffant au foyer d'un grand miroir ardent (Macquer), soit au moyen d'une forte décharge électrique. — Le gaz oxygène, l'air et l'eau sont sans action sur lui.

Platine.

Ce métal a été connu en Europe vers l'année 1748. C'est don Antonio de Ulloa qui en a donné la première description. Il se rencontre dans la nature sous forme de petits grains brillants ou de petites paillettes qui, outre le platine, contiennent beaucoup de fer, et des petites quantités de palladium, d'iridium, de rhodium et d'osmium, etc. On le trouve dans plusieurs parties des Indes occidentales, et particulièrement au Choco (Nouvelle-Grenade), à Saint-Domingue, au Brésil, etc. On le trouve aussi dans les sables aurifères des monts Ourals, etc.

Extraction. On commence par traiter la mine par le barreau aimanté pour en séparer la plus grande quantité de fer possible; puis on la fait digérer et bouillir dans de l'eau régale formée par le mélange de 3 parties d'acide chlorhydrique très-concentré, 3 parties d'eau et une partie d'acide azotique du commerce. Le platine, le palladium, le rhodium et une petite quantité d'iridium, sont dissous par l'eau régale, et transformés en chlorures ; le résidu, qui reste insoluble, est formé d'osmium, de la plus grande partie de l'iridium, de sable, d'oxyde de fer, etc. La dissolution de la mine de platine est évaporée et concentrée pour en chasser l'excès d'acide, puis étendue de dix fois son poids d'eau, et traitée par une solution concentrée de chlorhydrate d'ammoniaque. Il se forme aussitôt un précipité jaune-orangé foncé de chlorhydrate d'ammoniaque et de platine ; ce précipité est recueilli, lavé avec soin, puis desséché et calciné au rouge pour chasser le chlorhydrate d'ammoniaque et le chlore ; on obtient alors une masse grise, poreuse, très-pesante, dépourvue d'éclat métallique, et désignée sous le nom de *platine en éponge.* Le palladium et le rhodium restent dans la liqueur qui a été traitée par le chlorhydrate d'ammoniaque ; cette liqueur retient même un peu de platine.

Le métal que l'on obtient après cette série d'opérations n'est pas entièrement pur ; il contient une petite quantité d'iridium dont on peut le priver en le dissolvant de nouveau dans l'eau régale, qui, cette fois, n'attaque pas l'iridium ; le chlorure de platine est ensuite précipité de sa dissolution par le chlorhydrate d'ammoniaque, et calciné dans un creuset. — Quand on veut réunir le platine en lingots, on chauffe au rouge celui qui est en éponge, et on le soumet à l'action de forts marteaux.

Propriétés. Le platine est solide, très-brillant, d'une couleur blanche argentine, très-ductile et très-malléable. C'est le plus dense de tous les métaux ; son poids spécifique est de 21,53 ; sa dureté est considérable, sa ténacité assez grande. Ce métal reste infusible au feu des meilleures forges ; on ne peut le fondre, en petite quantité à la fois, que dans un feu alimenté par un courant de gaz oxygène. Il est inaltérable à l'action de l'air, de l'oxygène et de l'eau.

Palladium.

Métal découvert en 1803 par le docteur Wallaston. Il fait partie de la mine de platine.

CHAPITRE III.

Considérations générales sur les combinaisons que les métaux peuvent former, soit avec les principaux corps métalliques, soit entre eux.

Nous n'étudierons ici les différentes classes de composés métalliques que dans ce qu'elles offrent de plus général, remettant à un autre chapitre l'histoire spéciale de chaque combinaison. Nous ne ferons pas mention des caractères généraux des hydrures, des borures, des siliciures, des carbures et des azotures, car ces classes de composés métalliques

sont trop peu importantes ou trop peu connues pour que nous nous arrêtions à en tracer l'histoire.

§ Ier. *Combinaisons de l'oxygène avec les métaux.*

Ces combinaisons peuvent être ou des oxydes ou des acides.

A. Oxydes métalliques.

Les oxydes métalliques, désignés par les anciens sous le nom générique de *chaux*, sont des composés binaires formés par l'union de l'oxygène avec les métaux, jouissant par rapport aux acides de propriétés électro-vitrées, et susceptibles de jouer à leur égard le rôle de bases salifiables.

La nature ne nous présente qu'un petit nombre d'oxydes parfaitement purs; ce sont l'alumine, les bioxydes de manganèse et d'étain, le sesqui-oxyde de fer, etc. Les autres sont combinés avec les acides ou avec d'autres oxydes.

Propriétés physiques et chimiques. Les oxydes sont généralement solides, ternes, pulvérulents, sans odeur, sans saveur, excepté ceux des métaux de la première section. Quelques-uns d'entre eux ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie par les acides, verdissent le sirop de violettes, ou rougissent la couleur jaune de curcuma. On dit alors qu'ils ont à l'égard de ces principes colorants une *réaction alcaline*; tels sont les oxydes de la première section. La plupart des oxydes sont sans action sur les matières colorantes végétales. *Chauffés* en vases clos, les oxydes se comportent différemment; quelques-uns entrent en fusion et n'éprouvent aucune altération chimique (potasse, soude, etc.); d'autres n'éprouvent pas le premier phénomène, mais restent inaltérables (oxydes de la deuxième, de la troisième et de la quatrième section). Il en est qui perdent une partie de leur oxygène et passent à un degré inférieur d'oxydation (bioxydes de strontium, de plomb, de manganèse, etc.). D'autres enfin abandonnent tout leur oxygène et passent à l'état métallique (cinquième et sixième sections): aucun oxyde n'est volatil.

La lumière n'agit que sur les oxydes dont la désoxygénation est très-facile.— La pile galvanique les décompose tous, en attirant l'oxygène au pôle positif, et le métal au pôle négatif.—Le magnétisme n'agit que sur le protoxyde et le deutoxyde de fer.

L'oxygène et l'air n'exercent aucune action sur les oxydes qui sont saturés du premier de ces gaz; mais, lorsque les oxydes sont susceptibles de passer à un degré supérieur d'oxygénation, ils absorbent l'oxygène à des températures plus ou moins élevées. — L'hydrogène n'a d'action sur aucun oxyde métallique à la température ordinaire; à une température élevée, il est également sans action sur les oxydes terreux, mais il ramène à l'état de protoxyde tous les peroxydes de la première section; quant à ceux des autres sections, il est probable qu'il les réduit tous, puisqu'il ramène à l'état métallique l'oxyde de fer, qui, de tous les oxydes, est le plus difficile à réduire (Lassaigne). Ces différentes réductions s'opèrent à des températures variables. Dans tous les cas, il y a formation d'eau, et le métal est mis en liberté. — A une température plus ou moins élevée, le charbon peut agir comme l'hydrogène à l'égard de tous les oxydes, excepté avec ceux de la seconde section et une partie de ceux de la première; en s'emparant de l'oxygène de ces oxydes, il passe à l'état d'acide carbonique ou d'oxyde de carbone, suivant la quantité de charbon et la température à laquelle on opère.— Le phosphore, à une température élevée, décompose tous les oxydes, excepté ceux de la seconde section; si l'oxyde est facile à réduire, il se forme un phosphure métallique et de l'acide phosphorique; si au contraire la réduction est difficile, il se forme un phosphure et un phosphate; on voit, que dans le premier cas, tout l'oxyde cède son oxygène à une partie du phosphore pour l'acidifier, tandis que le métal se combine à une autre portion du phosphore pour donner naissance au phosphure. — Dans le second cas, au contraire, une partie seulement de l'oxyde perd son oxygène pour acidifier une partie du phosphore, et l'oxyde, resté intact, s'unit à l'acide phosphorique pour donner naissance au phosphate. — L'action du bore a été peu examinée.

L'action du soufre sur les oxydes métalliques est tout-à-fait identique à celle du phosphore; ce corps est sans action sur les oxydes de la seconde section; mais à une température rouge, il agit sur tous les autres, et forme tantôt un sulfure et un sulfate (première section), et tantôt un sulfure et de l'acide sulfureux qui se dégage (troisième, quatrième,

cinquième et sixième sections). — Le sélénium agit de la même manière.

Le chlore, le brôme et l'iode ont sur les oxydes métalliques une action à peu près identique; au degré de la chaleur rouge, ils décomposent un grand nombre d'oxydes, dégagent l'oxygène et se combinent au métal en donnant naissance à un chlorure, un brômure et un iodure.

Par la voie humide, l'action est différente, et ressemble à celle que le soufre, le sélénium et le phosphore exercent par la voie sèche, c'est-à-dire qu'une partie de l'oxyde est décomposée et fournit son oxygène au métalloïde pour l'acidifier; une fois l'acide formé, il se combine à la portion d'oxyde qui a conservé son oxygène, et donne naissance à un sel ordinairement peu soluble. Quant au métal dégagé de sa combinaison, il s'unit à une portion du métalloïde pour former un composé binaire généralement plus soluble que le sel. En étudiant les métalloïdes, nous avons déjà eu occasion de voir quelques réactions de cette nature; les exemples se multiplieront dans la suite de cet ouvrage.

L'eau agit très-diversement sur les oxydes métalliques; elle dissout tous ceux de la première section, mais à des degrés bien différents; elle dissout aussi une très-petite quantité de bi-oxyde de mercure et de protoxyde de plomb. — Trois protoxydes, ceux de fer, d'étain et de manganèse décomposent ce liquide, s'emparent de son oxygène pour passer à un degré supérieur d'oxydation, et mettent l'hydrogène en liberté. Cinq peroxydes, ceux de potassium, de sodium, de baryum, de strontium et de calcium sont décomposés par lui, à la température ordinaire pour les deux premiers, à + 100° pour les autres, et sont ramenés à l'état de protoxydes. — La plupart des oxydes, même insolubles, peuvent se combiner à l'eau et former des composés solides que l'on désigne sous le nom d'*hydrates*. La couleur de ces hydrates est ordinairement différente de celle des oxydes anhydres: ainsi, l'hydrate de bi-oxyde de cuivre est bleu, tandis que le même oxyde sec est noir. La composition des hydrates est telle que la quantité d'oxygène contenue dans l'eau est égale à la quantité d'oxygène contenue dans l'oxyde. Ainsi, un hydrate de protoxyde est formé d'une proportion d'eau ou 112,479, et une proportion de protoxyde; un hydrate de bi-oxyde contient une proportion de l'oxyde et deux proportions d'eau, etc.

Il y a des oxydes qui peuvent s'unir à d'autres oxydes, et former des composés dans lesquels l'un d'eux semble jouer le rôle d'acide; c'est ce qui arrive, par exemple, quand on fait réagir les oxydes alcalins sur un grand nombre d'autres oxydes. C'est ainsi que la potasse et la soude s'unissent à l'alumine, à l'oxyde de zinc, au protoxyde de plomb, au bi-oxyde d'étain, etc., et jouissent même de la propriété de rendre ces composés solubles, d'insolubles qu'ils étaient d'abord. — Il y a même des protoxydes qui peuvent se combiner avec des peroxydes du même métal: par exemple, l'oxyde de manganèse qui a fourni de l'oxygène par la calcination est un composé à proportions définies de protoxyde et de bi-oxyde; le minium n'est qu'un composé de deux proportions de bi-oxyde de plomb et d'une proportion de protoxyde du même métal; il y a également des composés de protoxyde et de sesqui-oxyde de fer, etc.

Un grand nombre d'oxydes peuvent se combiner aux acides sans éprouver ni leur faire éprouver la moindre altération: ils forment alors des *sels*. D'autres, contenant trop d'oxygène, ne peuvent se combiner aux acides sans en perdre; d'autres, enfin, trop peu oxydés, absorbent soit à l'eau, soit à l'acide, la proportion d'oxygène convenable.

Préparation des oxydes. Il y a plusieurs procédés pour préparer les oxydes. — 1° On peut les obtenir directement par la calcination du métal dans l'air ou l'oxygène. — 2° On peut les extraire d'un sel en dissolvant ce sel, et traitant sa solution par celle d'un oxyde qui ait plus d'affinité pour l'acide que celui-ci n'en a pour l'oxyde qui lui est combiné. Aucun des oxydes de la première section ne peut être obtenu ainsi; mais ce procédé peut servir à la préparation d'un grand nombre d'oxydes des cinq dernières sections. — 3° On peut obtenir certains oxydes en calcinant leurs carbonates ou leurs azotates: dans le premier cas, l'acide est dégagé à l'état de gaz, et l'oxyde reste à nu. Il n'y a que les carbonates de potasse, de soude, de baryte et de lithine qui ne soient pas décomposables par le feu. Dans le second cas, l'acide azotique se décompose en oxygène et en acide hypo-azotique, et l'oxyde reste fixe, s'il n'est pas décomposable par la chaleur. Ce dernier procédé n'est guère em-

ployé que pour la préparation de la baryte, de la strontiane et du bi-oxyde de mercure. — 4° On peut préparer des oxydes en traitant les métaux par l'acide azotique, lorsque l'oxyde qui se forme ne peut être dissous par l'acide; exemple: bioxyde d'étain.— 5° Enfin certains protoxydes peuvent être suroxydés quand on les met en contact avec le bioxyde d'hydrogène (eau oxygénée). On peut de cette manière préparer les bioxydes de calcium, de strontium, de zinc, de nickel et le quadri-oxyde de cuivre.

Composition. Dans les oxydes, la quantité d'oxygène est très-variable. On observe qu'un métal ne se combine jamais qu'en un petit nombre de proportions avec l'oxygène, et que pour une même quantité de métal, les quantités d'oxygène sont généralement entre elles comme les nombres 1, 1 $\frac{1}{2}$ ou 2, 4.

B. Acides métalliques.

Ces composés sont beaucoup moins importants que ceux que je viens de passer en revue; aussi n'en dirai-je que quelques mots. Il y a dix métaux qui sont susceptibles de s'acidifier: ce sont généralement ceux que M. Berzélius a désignés sous le nom de métaux électro-résineux, savoir: l'arsénic, le chrôme, le molybdène, le vanadium, le tungstène, l'antimoine, le tellure, le tantale, le titane et le colombium. Parmi ces métaux, il y en a quatre, l'arsénic, l'antimoine, le tellure et le manganèse qui donnent chacun deux acides, ce qui porte à quatorze le nombre de ces corps composés. Ils sont généralement solides, sans odeur; ils rougissent la teinture de tournesol, à l'exception de l'acide tungstique. Ils peuvent s'unir aux bases et former des sels à proportions définies. — En les considérant comme des oxydes sur-oxygénés, leur histoire générale a beaucoup d'analogie avec celle des oxydes métalliques.

§ II. *Combinaisons du phosphore avec les métaux.*

Phosphures métalliques.

Aucun phosphure n'existe dans la nature; tous sont des produits de l'art. Leur histoire laisse beaucoup à désirer.

Propriétés. Les phosphures métalliques sont généralement solides, inodores, cassants, insipides, excepté ceux des deux premières sections, plus fusibles que le métal qu'ils contiennent, quand celui-ci est difficile à fondre, et moins fusibles quand le métal entre facilement en fusion. — Un grand nombre d'entre eux se décomposent en totalité ou en partie à une haute température.

Composition. On pensait autrefois que les métaux ne pouvaient se combiner qu'en une seule proportion au phosphore; mais l'expérience est venue prouver que cette opinion était erronée, et qu'un même métal pouvait faire partie de deux ou plusieurs phosphures. La composition de ces corps est soumise aux lois des proportions définies. Ainsi, dans un protophosphure, il y a une proportion de phosphore et autant de métal; dans un bi-phosphure, il y a deux proportions de phosphore pour une de métal, etc.

Préparation. On peut obtenir les phosphures à l'aide de plusieurs procédés, mais qui presque tous ne donnent que des phosphures incomplets. 1° Le procédé le plus simple consiste à unir directement les deux corps en faisant passer le phosphore en vapeurs sur le métal chauffé au rouge-brun. M. Dulong pense que les phosphures de tous les métaux qui entrent en fusion au-dessous de 5 à 600° peuvent être préparés ainsi. — 2° Le second procédé consiste à calciner, soit un mélange à parties égales d'acide phosphorique vitrifié et de métal en poudre, mêlé avec la seizième partie de leur poids de noir de fumée; soit un mélange de phosphate acide de chaux, de métal et de charbon. A l'aide de la chaleur, le charbon enlève l'oxygène de l'acide phosphorique, et le phosphore, mis en liberté, se combine au métal. — 3° Le troisième procédé consiste à calciner un phosphate neutre avec du charbon; celui-ci enlève l'oxygène de l'acide et de l'oxyde; le phosphore et le métal, mis à nu, se combinent. — 4° Le quatrième procédé est le seul qui puisse donner dans tous les cas des phosphures complets: pour l'exécuter, on fait passer du gaz hydrogène phosphoré à travers la solution aqueuse de certains sels; l'acide de ceux-ci devient libre, et le gaz réagit alors sur l'oxyde de manière à donner naissance à de l'eau et à un phosphure insoluble.

§ III. *Combinaisons du soufre avec les métaux.*

A. Sulfures métalliques.

Un grand nombre de sulfures métalliques naturels sont connus de toute anti-

quité ; il y a treize sulfures naturels, savoir : ceux de zinc, de fer, de manganèse, d'étain, d'arsénic, de molybdène, d'antimoine, de bismuth, de cuivre, de plomb, de mercure, d'argent et de cobalt.

Propriétés. Tous les sulfures sont solides, inodores, cassants ; tous sont insipides, excepté ceux de la première section et quelques-uns de la seconde ; presque tous sont capables de cristalliser. — Ils sont généralement plus fusibles que les métaux qu'ils contiennent, lorsque ceux-ci sont difficiles à fondre, et moins fusibles, quand ces métaux fondent avec facilité. — Chauffés en vases fermés, ils peuvent, pour la plupart, entrer en fusion ; quelques-uns peuvent même se volatiliser (sulfures de mercure et d'arsénic). Un grand nombre de sulfures fixes peuvent être décomposés en totalité, ou du moins en partie, par l'action de la chaleur : ceux qui se décomposent complètement sont généralement ceux dont les métaux ont peu d'affinité pour l'oxygène. — Chauffés en présence de l'air ou de l'oxygène, les sulfures donnent des produits variables ; plusieurs se changent en sulfates (première section principalement), d'autres se transforment en acide sulfureux et en oxydes ; ceux-ci en oxysulfures, ceux-là en acide sulfureux et en métal.

L'action des corps combustibles non métalliques sur les sulfures n'a pas encore été bien examinée. On sait cependant que le chlore décompose les sulfures dissous, s'empare du métal et met le soufre en liberté ; on sait encore que le charbon, à une haute température, décompose plusieurs sulfures et donne naissance à du sulfide de carbone.

L'eau dissout tous les sulfures de la première section, ainsi que ceux de magnésium et de glucynium ; tous les autres sont insolubles. Quand on traite un sulfure dissous dans l'eau par un oxacide, il y a décomposition de l'eau et du sulfure, formation d'acide sulfhydrique, d'un oxyde métallique et ensuite d'un sel; il ne se précipite point de soufre lorsque le sulfure correspond par sa composition à l'oxyde qui se forme. Plusieurs sulfures traités par certains hydracides, par exemple l'acide chlorhydrique, sont décomposés. Il y a double décomposition, formation de gaz acide sulfhydrique et d'un composé binaire.

Composition. Quand on traite un oxyde métallique dissous ou en suspension dans l'eau par l'acide sulfhydrique, il y a double décomposition, et formation d'eau et d'un sulfure, sans précipitation de soufre et sans dégagement de gaz. L'atome d'oxygène de l'oxyde se combine aux deux atomes d'hydrogène de l'acide sulfhydrique, et l'atome de soufre de cet acide se combine au métal pour former le sulfure. Puisqu'il y a eu décomposition complète, et que l'on sait que l'atome d'oxygène de l'oxyde a été exactement remplacé par un atome de soufre, on doit en tirer cette conclusion que la quantité de soufre des sulfures est proportionnelle à la quantité d'oxygène des oxydes. Comme le nombre proportionnel du soufre est représenté par 201,16, celui de l'oxygène étant 100,00, il en résulte encore que dans un sulfure, il y a, à peu de chose près, deux fois autant de soufre en poids qu'il y a d'oxygène dans l'oxyde qui lui correspond. On sait en outre qu'un métal forme généralement autant de sulfures que d'oxydes : or, avec les données qui précèdent, la composition des oxydes étant connue, on peut *à priori* en déduire celle des sulfures. Ainsi, dans un proto sulfure correspondant à un protoxyde, il y aura toujours une proportion de soufre et une proportion de métal. Si, pour la même quantité de métal, le deutoxyde contient une et demie ou deux proportions d'oxygène, le sulfure correspondant contiendra une et demie ou deux proportions de soufre, et ainsi de suite. La même règle est applicable à la détermination des quantités en poids des éléments. Ainsi, un métal faisant avec l'oxygène trois combinaisons dans lesquelles, pour une même quantité de métal, les quantités d'oxygène sont entre elles comme 8, 16 et 32, les quantités de soufre dans les sulfures correspondants sont, à peu de chose près, 16, 32, 64. Je dis à peu de chose près, car le rapport que je viens d'indiquer n'est pas tout-à-fait exact, puisque 201,16, nombre proportionnel du soufre, représente *un peu plus* du double de 100,00, nombre proportionnel de l'oxygène.

Préparation des sulfures. Ces composés s'obtiennent de plusieurs manières : 1° plusieurs d'entre eux peuvent être préparés directement en mêlant du soufre au métal fondu ou chauffé au rouge ; une partie des métaux des quatre dernières sections peuvent être transformés en sulfures par ce procédé. — 2° Au lieu de traiter le métal par le soufre, on peut se contenter de mêler ce dernier avec l'oxyde du métal que l'on veut transfor-

mer en sulfure, et calciner le tout dans un appareil convenable; mais ici la quantité de soufre doit être plus considérable que dans la première opération, parce qu'il est nécessaire que l'oxygène de l'oxyde soit préalablement absorbé et transformé en acide sulfureux. — 3° Un troisième procédé consiste à calciner des sulfates neutres avec du charbon, qui s'empare de l'oxygène de l'acide et de l'oxyde, et laisse le soufre et le métal dans des proportions propres à former un sulfure correspondant à l'oxyde préalablement uni à l'acide sulfurique. Cette opération prouve évidemment qu'un sulfate neutre n'est qu'un sulfure, plus de l'oxygène. On prépare ainsi tous les sulfures, excepté ceux de la seconde section. — 4° On peut encore décomposer les oxydes par l'acide sulfhydrique; il y a formation d'eau et d'un sulfure; mais au lieu de traiter directement l'oxyde par l'acide, ce qui ne serait pas sans inconvénient, il vaut mieux traiter un sel soluble de cet oxyde, soit par l'acide sulfhydrique, soit par un sulfhydrate ou un sulfure soluble.

Caractères distinctifs des sulfures. Les sulfures traités par les acides sulfurique, phosphorique ou chlorhydrique font généralement effervescence, et laissent dégager du gaz acide sulfhydrique, reconnaissable à son odeur fétide d'œufs pourris. Leur solution est incolore ou peu colorée, et donne la même odeur sans que la transparence de la liqueur soit troublée; traitée par le chlore ou l'iode, elle est immédiatement troublée par du soufre, qui est mis en liberté, et se précipite sous forme d'une poudre blanche sale. Cette solution précipite les dissolutions de plomb, de mercure et d'argent en noir, celles de zinc en blanc, et celles d'antimoine en rouge orangé foncé.

B. Polysulfures. (*Hydrosulfates sulfurés.*)

On donne le nom de *polysulfures* à des composés dans lesquels le soufre est en excès par rapport au métal avec lequel il est uni. Ils sont solides, d'une couleur rouge ou jaune; l'air et le chlore agissent sur eux comme sur les sulfures simples; les acides les décomposent avec effervescence, dégagement de gaz acide sulfhydrique, et *précipitation de soufre*; c'est principalement ce dernier caractère qui les distingue des sulfures simples. Lorsqu'au lieu de verser l'acide dans la solution de polysulfure, on verse peu à peu celle-ci dans l'acide, il ne se précipite pas de soufre, mais il se forme un *polysulfide d'hydrogène*, nommé encore *hydrure de soufre* (*voyez* combinaisons de l'hydrogène avec le soufre).

Caractères distinctifs. Les polysulfures sont particulièrement distingués par l'action que les acides exercent sur eux; ils forment avec les dissolutions métalliques indiquées plus haut des précipités généralement moins foncés en couleur.

§ IV. *Combinaisons du sélénium avec les métaux.*

Séléniures métalliques.

Les séléniures ressemblent tellement aux sulfures qu'il serait possible de leur faire l'application de tout ce qui vient d'être dit de ces derniers composés. Ils ne sont pas aussi nombreux que les sulfures, parce que les chimistes n'ont pas encore cherché, ou ne sont pas parvenus à combiner le sélénium à tous les métaux; on n'en connaît encore que quinze espèces. — Leur composition est soumise aux lois des proportions multiples qui viennent d'être développées. — Enfin, leur préparation peut être faite, soit en combinant directement le métal au sélénium, soit en précipitant les dissolutions métalliques par l'acide sélénhydrique.

Caractères distinctifs. Les séléniures font effervescence quand on les traite par l'acide sulfurique hydraté; ils produisent un dégagement de gaz acide sélénhydrique qui a une odeur d'œufs pourris. La solution de ceux qui peuvent se dissoudre se colore en rouge au contact de l'air, et laisse précipiter des flocons bruns-rougeâtres de sélénium. Cette solution précipite les sels de manganèse et de zinc en blanc légèrement rosé, et tous les autres sels métalliques en noir.

§ V. *Combinaisons du chlore avec les métaux.*

Chlorures métalliques.

Il y a huit chlorures métalliques naturels, ce sont les chlorures de sodium, potassium, calcium, magnésium, plomb, arsénic, le bichlorure de cuivre, et le protochlorure de mercure. L'aspect des chlorures est variable : quelques-uns sont liquides à la température ordinaire : tels sont les perchlorures d'étain, de manganèse, de chrôme, d'antimoine, etc., le protochlorure d'arsénic; les autres sont

solides. Soumis à l'action du calorique, ils se comportent diversement : quelques-uns entrent en fusion ; parmi eux, il y en a qui se volatilisent par une addition de calorique, tandis que les autres restent fixes ; il y a des chlorures naturellement liquides, qui sont tellement volatils que, lorsqu'on les prépare, on est obligé de les recueillir dans des récipients entourés de glace : tels sont par exemple les perchlorures de manganèse et de chrôme. — Plusieurs chlorures se décomposent complètement, lorsqu'on les chauffe (chlorures d'or, de platine, de rhodium). Quelques autres enfin perdent une partie de leur chlore, et passent un degré inférieur de chloruration (bichlorure de cuivre). — L'action des métalloïdes sur les chlorures est très-variable.

L'eau dissout à la température ordinaire tous les chlorures, excepté les protochlorures de cuivre, d'argent, de mercure, d'or, d'iridium et de platine. Celui d'argent est tellement insoluble que l'on peut avec l'azotate d'argent décéler la présence de $\frac{1}{5000}$ d'acide chlorhydrique dans une liqueur incolore. — Plusieurs chlorures décompsent l'eau à la température ordinaire, en se déoomposant eux-mêmes : tels sont les perchlorures de manganèse, de chrôme, etc., etc., le protochlorure d'arsénic, qui donnent naissance à de l'acide chlorhydrique et à un acide métallique ; les chlorures d'antimoine, de bismuth, de tellure, qui forment des oxydo-chlorures qui se précipent en flocons blancs, et des chlorhydrates de chlorures solubles.

La potasse et la soude en solution décomposent généralement tous les chlorures des 5 dernières sections, ainsi que ceux de baryum, de strontium, de calcium ; il se produit un chlorure de potassium ou de sodium soluble, et un nouvel oxyde presque toujours insoluble. La chaux, la baryte, la strontiane, l'ammoniaque, la magnésie, exercent une action semblable sur les chlorures des 5 dernières sections.

L'acide sulfurique concentré décompose à la température ordinaire les chlorures des trois premières sections, et en dégage de l'acide chlorhydrique par suite de la décomposition de l'eau que contient l'acide. Les acides phosphorique et arsénique agissent de la même manière à l'aide de la chaleur. L'acide azotique met aussi en liberté l'acide chlorhydrique des chlorures dont les métaux peuvent décomposer l'eau ; mais à mesure que ce dernier acide se dégage, il réagit sur l'acide azotique, le décompose en se décomposant lui-même, et donne naissance à de l'eau, à de l'acide hypo-azotique et à du chlore qui reste en solution ; en un mot l'acide azotique produit ici un effet semblable à celui qui survient pendant la préparation de l'eau régale.

Composition. Deux atomes de chlore équivalent à un atome d'oxygène ; il est facile de le prouver en combinant l'acide chlorhydrique à un oxyde métallique, il y a formation d'eau et d'un chlorure. L'oxyde est formé d'un atome d'oxygène et d'un atome de métal ; l'acide chlorhydrique est composé d'un atome de chlore et d'un atome d'hydrogène ; par conséquent, puisqu'il se forme de l'eau, dont la composition est représentée par un atome d'oxygène et deux atomes d'hydrogène, un volume d'oxyde métallique exige nécessairement deux atomes d'acide chlorhydrique, pour que la réaction que je viens d'indiquer ait lieu. Mais si dans les deux volumes d'acide chlorhydrique il y a les deux atomes d'hydrogène propres à former de l'eau avec l'atome d'oxygène de l'oxyde, il y a en même temps deux volumes de chlore qui, de toute nécessité, doivent se combiner à l'atome de métal, puisque dans la réaction il n'y a pas de dégagement de chlore : donc, il faut deux atomes de chlore pour remplacer un atome d'oxygène ; donc enfin, la proposition établie au commencement de cet alinéa est vraie. Ceci étant posé, il est facile de connaître la composition d'un chlorure, lorsqu'on connaît la composition de l'oxyde auquel ce chlorure correspond.

Préparation. 1° On peut combiner directement le chlore gazeux avec presque tous les métaux ; la combinaison s'opère tantôt à froid, tantôt à chaud. — 2° On prépare plusieurs chlorures en traitant le métal par l'acide chlorhydrique ; la réaction s'opère avec dégagement d'hydrogène ; c'est ainsi que l'on obtient les proto-chlorures de fer et d'étain, et le chlorure de zinc. — 3° Quelques autres, tels que les chlorures d'or, de platine, de palladium, de bismuth, le bichlorure d'étain, le proto-chlorure d'antimoine, s'obtiennent en dissolvant le métal dans un excès d'eau régale (acide chloro-nitrique.) — 4° Presque tous les chlorures volatils peuvent se préparer, soit en traitant le métal par le bi-chlorure de mercure, dans un petit ap

pareil distillatoire; soit en faisant passer un courant de chlore sur les oxydes de ces métaux, mêlés avec un peu de charbon, et chauffés dans un tube de porcelaine muni d'une alonge et d'un récipient. — 5° Presque tous les chlorures peuvent s'obtenir en traitant les oxydes métalliques par l'acide chlorhydrique : il y a double décomposition, formation d'eau et du chlorure que l'on veut préparer. — 6° Un procédé qui ne s'emploie que dans quelques cas, consiste à traiter le sulfure métallique par l'acide chlorhydrique ; il y a formation d'acide sulfhydrique et d'un chlorure (proto-chlorure d'antimoine, chlorure de baryum et de strontium.) — 7° Enfin, il est quelques-uns de ces composés que l'on prépare en traitant, par la voie de double décomposition, un sel métallique par un chlorure, et surtout par le chlorure de sodium (chlorures d'argent et de mercure).

Caractères distinctifs. Les chlorures des trois premières sections sont décomposés avec effervescence par l'acide sulfurique concentré ; il y a décomposition de l'eau, formation d'un sulfate, et dégagement de gaz acide chlorhydrique ; la solution de tous les chlorures précipite la solution d'azotate d'argent en flocons blancs, caillebotés, insolubles dans tous les acides, mais solubles dans l'ammoniaque.

§ VI. *Combinaisons du brôme avec les métaux.*

A. Brômures métalliques.

Il y a une très-grande analogie entre les chlorures et les brômures ; cette analogie est même si grande que connaissant les uns on connaît les autres. — Un chlorure volatil a pour correspondant un brômure volatil ; un brômure soluble correspond à un chlorure soluble, etc. — La composition de ces corps est tout-à-fait identique. On les prépare de plusieurs manières : 1° en faisant agir la vapeur de brôme sur le métal ; 2° en traitant celui-ci par l'acide bromhydrique liquide, ou bien par un mélange d'acides azotique et brômhydrique, espèce d'eau régale ; 3° en faisant agir l'acide brômhydrique liquide sur les oxydes métalliques ou les carbonates ; 4° par double décomposition d'un brômure et d'un sel, quand on veut obtenir un brômure insoluble ou très-peu soluble ; 5° enfin en agitant la solution éthérée de brôme avec un oxyde métallique soluble (potasse, soude).

Caractères distinctifs. La solution des brômures est décomposée par le chlore, qui s'empare du métal et met le brôme à nu. — Traités par l'acide sulfurique concentré, ces composés font effervescence, et laissent dégager des vapeurs blanches-jaunâtres, formées d'acide brômhydrique et de brôme ; leur solution forme avec l'azotate d'argent un précipité jaune-serin, insoluble dans les acides et soluble dans l'ammoniaque.

§ VII. *Combinaisons de l'iode avec les métaux.*

A. Iodures métalliques.

Ces composés offrent, de même que les brômures, de grandes analogies avec les chlorures. — Il y a peu d'iodures naturels : on ne connaît que celui de potassium et celui d'argent. — Presque tous sont le produit de l'art.

Les iodures sont généralement solides, cassants, inodores, diversement colorés. Chauffés en vases clos, la plupart entrent en fusion ; quelques-uns peuvent se sublimer ; quelques autres se décomposent. Tous les iodures sont décomposés par le chlore et le brôme, qui s'emparent du métal, et mettent l'iode en liberté. — L'eau dissout un grand nombre d'iodures, et les laisse cristalliser par une évaporation lente ; elle décompose le bi-iodure d'étain et le proto-iodure d'antimoine, et les transforme en acide iodhydrique et en oxydes d'étain ou d'antimoine. Les alcalis et les acides se comportent avec les iodures comme avec les chlorures.

Composition. Elle est identique à celle des deux classes qui précèdent.

Préparation. Les procédés dont on se sert pour préparer les iodures sont à peu de chose près semblables à ceux que l'on met en usage pour les chlorures et les brômures : ainsi, on peut les préparer : 1° directement, en unissant le métal à l'iode par la voie sèche ou par la voie humide, et à une température généralement peu élevée : un grand nombre d'iodures peuvent être préparés de cette manière ; 2° en traitant les oxydes métalliques ou les carbonates par l'acide iodhydrique : ce procédé peut être employé à la préparation de presque tous les iodures ; 3° par double décomposition d'un iodure soluble et d'une dissolution métallique : on peut préparer ainsi les iodures solubles des métaux qui ne décomposent pas l'eau ; 4° par double

décomposition de l'iodure de fer et des carbonates alcalins.

Caractères distinctifs. Les iodures des premières sections, traités par l'acide sulfurique, font effervescence, et laissent dégager des vapeurs blanches-jaunâtres et ensuite violettes; leur solution est décomposée par le chlore, qui s'empare du métal et met l'iode en liberté. celui-ci colore d'abord la liqueur en jaune et ensuite en jaune-rougeâtre, en se combinant à la portion d'iodure non décomposée et la transformant en *iodure ioduré;* mais lorsque tout l'iode est séparé de sa combinaison, il se précipite sous forme d'une poudre noire, qui peut donner des vapeurs violettes, quand on chauffe la liqueur. La solution des iodures est précipitée en jaune-doré par les sels de plomb dissous, en jaune-verdâtre par ceux de protoxyde de mercure, en rouge écarlate par les sels de deutoxyde du même métal, en blanc légèrement jaunâtre par l'azotate d'argent: ce dernier précipité est insoluble dans les acides et même dans l'ammoniaque; traitée par un peu de chlore et par la solution d'amidon, elle développe une belle couleur bleue.

B. Iodures iodurés.

On donne ce nom à des composés qui sont formés d'iode dissous dans la solution d'un iodure; ils ne sont pas stables, car l'excès d'iode les abandonne par la dessiccation ou par la simple exposition du composé à l'air. Ils sont liquides et colorés en rouge-brun. Les iodures iodurés se comportent avec les réactifs absolument comme les iodures simples.

§ VIII. *Combinaisons du fluor, ou phtore avec les métaux.*

FLUURES OU PHTORURES MÉTALLIQUES.

On trouve six fluures dans la nature: ce sont ceux de calcium, de sodium, magnésium, d'aluminium, d'yttrium et de cérium. Les 5 derniers sont fort rares. Presque tous les fluures sont solides à la température ordinaire; deux seulement sont liquides: ce sont ceux d'arsénic et de titane; deux autres paraissent gazeux: les perfluures de manganèse et de chrôme. — Chauffés, ceux qui sont naturellement liquides se vaporisent; presque tous les autres entrent en fusion; aucun ne se décompose.

L'eau dissout plusieurs fluures et en décompose plusieurs autres; son action est trop variable pour qu'il soit possible de la généraliser. — La plupart des fluures peuvent être préparés en traitant les oxydes métalliques et les carbonates par l'acide fluorhydrique; la composition de ces corps est identique à celle des chlorures.

Caractères distinctifs. Les fluures sont décomposés par l'acide sulfurique; il se produit une effervescence avec dégagement de vapeurs blanches d'acide fluorhydrique: en présentant une lame de verre à cette vapeur, elle ne tarde pas à être dépolie.

§ IX. *Combinaisons du cyanogène avec les métaux.*

CYANURES MÉTALLIQUES.

Les cyanures sont tous des produits de l'art: en donnant des notions générales sur la chimie animale, je ferai connaître les circonstances dans lesquelles ces composés se produisent. Les cyanures sont généralement solides, facilement décomposables au feu, peu solubles ou insolubles dans l'eau, à l'exception de ceux de la première section et du cyanure de mercure: ces cyanures solubles ont une réaction alcaline; leurs solutions sont décomposées par les acides qui en dégagent de l'acide cyanhydrique.

La composition des cyanures est identique à celle des chlorures, iodures, etc.

Caractères distinctifs. Les cyanures traités par les acides sulfurique, chlorhydrique, etc., laissent dégager de l'acide cyanhydrique reconnaissable à son odeur d'amandes amères; leur solution ramène au bleu le tournesol rougi par les acides et verdit le sirop de violettes; elle forme avec les sels de peroxyde de fer un précipité bleu-noirâtre, qui devient d'un bleu vif par l'addition d'un acide, et avec les sels de bioxyde de cuivre un précipité jaune-verdâtre, qui devient blanc quand on y ajoute un excès d'acide.

§ X. *Combinaisons que les métaux peuvent former entre eux.*

ALLIAGES ET AMALGAMES.

J'ai déjà eu occasion de dire que l'on appelait du nom d'*alliage* toute combinaison de deux ou plusieurs métaux électro-vitrés, et que la combinaison

prenait le nom d'*amalgame*, lorsque le mercure faisait partie des composants. On distingue les alliages par le nom des métaux qui les forment : ainsi, on dit *alliage de fer et d'étain*; on dit par la même raison *amalgame d'or*, pour désigner l'union de l'or et du mercure, sans qu'il soit nécessaire de prononcer le nom de ce dernier métal.

Les alliages sont solides à la température ordinaire ; les amalgames dans lesquels le mercure est prédominant conservent la liquidité de ce métal ; tous sont brillants en masse, et jouissent d'un éclat métallique plus ou moins prononcé ; ils ont une densité en rapport avec celle des métaux qui entrent dans leur composition, ils sont opaques, bons conducteurs du calorique et de l'électricité, plus durs, plus cassants et moins ductiles que ne le sont leurs principes constituants, susceptibles de cristalliser. Quelques-uns d'entre eux ont une grande sonorité et beaucoup d'élasticité.

Soumis à l'action du calorique, les alliages se dilatent et entrent en fusion à des températures variables ; en général, les alliages sont plus fusibles que le métal le moins fusible qui entre dans leur composition ; et s'ils sont formés de métaux dont le point de fusion est très-rapproché, ils sont un peu plus fusibles que le plus fusible d'entre eux. Si on expose un alliage à un degré de chaleur supérieur à son point de fusion, et qu'il soit composé d'un métal fixe et d'un métal volatil, il est décomposé en totalité ou en partie. — Si l'alliage est formé de métaux fixes qui entrent en fusion à des températures très-différentes, et surtout, si le métal le plus fusible y prédomine, on peut le décomposer en partie, en l'exposant à une température qui puisse opérer la fusion de l'un, et qui soit incapable de fondre l'autre. Cette opération, que l'on désigne sous le nom de *liquation*, se pratique dans les arts pour séparer l'argent du cuivre.

L'action des métalloïdes sur les alliages a été peu étudiée. La composition de ces corps n'est pas soumise aux lois des combinaisons à proportions définies ; les métaux peuvent être unis entre eux dans des proportions qui peuvent varier à la volonté de l'opérateur. — La préparation des alliages se fait directement en unissant les métaux par la fusion. Il n'y a qu'un très-petit nombre d'alliages employés dans les arts ; je ne parlerai que de ceux-là.

CHAPITRE IV.

Considérations générales sur les sels.

§ Ier. Définition et division des sels.

Autrefois on désignait sous le nom de *sels* toutes les substances qui pour être dissoutes n'exigeaient pas plus de 500 fois leur poids d'eau. — Plus tard, et cette opinion se soutient encore dans beaucoup d'écoles, on a donné le nom de *sel* à tout corps formé par la combinaison d'un ou deux acides avec une ou plusieurs bases *salifiables*. Dans cette manière de voir, on admettait trois espèces de bases : 1° bases métalliques, ou oxydes des métaux ; 2° base qu'on pouvait appeler métalloïdique : c'est l'ammoniaque ; 3° enfin bases salifiables organiques dont la composition est plus compliquée : de ce nombre sont, par exemple, la quinine, la morphine, la strichnine, etc. On voit que dans cette théorie, pour concevoir l'existence d'un sel, il faut admettre la présence d'un acide dans sa composition : par conséquent, si l'on suppose (et cela est à peu près prouvé) que dans l'union des hydracides avec les oxydes métalliques, il y a décomposition réciproque de l'acide et de la base, formation d'eau et d'un composé binaire correspondant à l'oxyde, il faudra en déduire cette singulière conséquence, que le corps qui résulte de la combinaison de l'acide chlorhydrique avec le protoxyde de sodium (sel marin, chlorure de sodium), le type des substances salines pour les propriétés physiques et chimiques, n'est pas un sel. Evidemment cette théorie bouleverserait toutes les idées reçues.

Maintenant, il n'est plus guère possible de soutenir cette opinion des anciens chimistes, qui admettaient que les hydracides s'unissaient aux bases sans décomposition réciproque : en effet, comment croire que ces corps ne se décomposent pas, lorsqu'on sait que leur composition atomique est telle que la quantité d'hydrogène de l'hydracide est à celle de l'oxygène de l'oxyde métallique dans les proportions convenables pour faire de l'eau, et que la quantité du radical de l'hydracide est à celle du métal de l'oxyde dans les rapports nécessaires pour former un composé binaire à proportions définies ? Peut-on objecter ce fait que, par l'action de l'acide sulfurique sur un grand nombre de ces composés, on obtient l'hydracide que l'on supposait

uni à la base sans décomposition ? Mais ce fait est expliqué de la manière la plus satisfaisante en admettant la décomposition de l'eau en présence de l'acide sulfurique, et la combinaison de l'hydrogène de ce liquide avec le métalloïde du composé, pour faire l'hydracide, que l'on isole, et l'union de l'oxygène de l'eau avec le métal, pour former un oxyde métallique, dont l'acide sulfurique s'empare immédiatement ; et une preuve que cette explication est la vraie, c'est que par l'action de l'acide sulfurique, il est impossible d'obtenir un hydracide des composés binaires dont le métal appartient aux dernières sections et ne peut décomposer l'eau ; et que l'acide sulfurique lui-même, lorsqu'il est anhydre, ne peut isoler un hydracide des composés binaires également anhydres, dont les métaux appartiennent aux trois premières sections.

Mais, en considérant comme vraie cette proposition, que les composés regardés anciennement, et peut-être encore aujourd'hui par quelques chimistes, comme des chlorhydrates, brômhydrates, iodhydrates etc., ne sont en réalité que des chlorures, des brômures, des iodures, etc., faut-il pour cela les exclure de la classe des sels ? Oui, sans doute, si la définition qui a été rapportée tout à l'heure est conservée ; non, si l'on veut bien élargir l'idée que l'on doit se faire d'un sel. — Or, c'est justement ce qu'a fait M. Berzélius, le plus grand chimiste de notre époque, qui est venu nous dire : on nommera *sel tout composé dont les éléments, quel que soit leur nombre, anéantissent réciproquement, d'une manière complète, leurs propriétés électro-chimiques.* Le sel marin réunit ces conditions, car il ne présente ni les propriétés électro-négatives du chlore, ni les propriétés électro-positives du sodium ; donc le sel marin, ou chlorure de sodium est un sel.

Prenons garde cependant de tirer de cette définition des conséquences trop rigoureuses ; car on courrait le risque de tomber dans l'absurde. Ainsi, d'après cette définition, l'*eau* serait un sel, car dans ce liquide il y a anéantissement réciproque et complet des propriétés électro-positives de l'oxygène et des propriétés électro-négatives de l'hydrogène ; il est donc nécessaire d'apporter quelques restrictions à cette idée.

En considérant les chlorures, brômures, etc., comme des sels, M. Berzélius a certainement considérablement agrandi le cercle dans lequel on renfermait les composés salins ; mais il a encore donné de l'extension à ce cercle, en considérant comme *bases salifiables* plusieurs classes de composés qui, autrefois, n'étaient pas regardées comme telles, et qui paraissent pouvoir s'unir en proportions définies à des composés électro-négatifs et neutraliser leurs propriétés électro-chimiques. Ainsi, j'ai dit plus haut que jusqu'à présent les seules bases salifiables reconnues étaient les oxydes métalliques, l'ammoniaque et les alcalis végétaux. Eh bien ! il paraît que le *soufre*, le *sélénium* et le *tellure*, peuvent en se combinant aux métaux, former des composés qui jouissent de propriétés électro-positives, comme les oxydes métalliques, et peuvent s'unir à d'autres composés qui jouent à leur égard le rôle d'acides, les saturer et former des sels. Sous le rapport de l'histoire des sels, M. Berzélius place donc l'oxygène, le soufre, le sélénium et le tellure sur la même ligne, et leur donne le nom générique de *basigènes*.

Ceci posé, voici comment M. Berzélius divise les sels : il les range dans deux grandes classes : 1° *sels haloïdes* (d'*halogène*, qui signifie générateur de sel). Ce sont ceux qui résultent de la combinaison du chlore, du brôme, de l'iode, du soufre, du sélénium, du fluor ou phtore, et du cyanogène avec les métaux électro-vitrés. Cette classe comprend sept genres, qui sont les *chlorures*, les *brômures*, les *iodures*, les *sulfures*, les *séléniures*, les *fluures* et les *cyanures*. Les propriétés générales et les caractères distinctifs de chacun de ces genres ont déjà été examinés. — 2° *Sels amphides* (du grec αμφις, des deux côtés) : ils sont formés par l'union des bases salifiables avec les composés acides ou autres, jouissant de propriétés électro-négatives. Les sels amphides sont subdivisés en quatre sections, savoir : A. les *oxy-sels*, dont le basigène est l'oxygène ; ils comprennent tous les composés qui jusqu'à présent ont été considérés comme sels ; B. les *sulfo-sels*, dont le basigène est le soufre ; ils sont formés par l'union d'un *sulfure* métallique, qui sert de base, avec un *sulfide*, qui tient lieu d'acide, ou bien avec l'acide *sulfhydrique*. Ex. : *sulfo-hydrate sodique*, formé de sulfure de sodium (base) et d'acide sulfhydrique ; *sulfo-carbonate calcique*, composé de sulfure de calcium (base) et de sulfide de carbone ; *sulfo-arséniate potassique*,

formé de sulfure de potassium (base) et de sulfide d'arsénic ; C. les *séléni-sels*, dont le basigène est le sélénium : ils résultent de l'union d'un séléniure métallique, qui sert de base, avec l'acide sélénhydrique, ou bien avec un sélénide qui joue le rôle d'acide ; D. les *telluri-sels*, dont le basigène est le tellure, et dont la composition est identique aux deux sections qui précèdent.

Les sulfo-sels, les séléni-sels et les telluri-sels ont peu d'importance pour les médecins ; aussi passerai-je leur histoire sous silence, et ne m'occuperai-je que des principaux sels haloïdes et des oxy-sels les plus remarquables.

§ II. Nomenclature et composition des oxy-sels.

L'état de saturation des acides par rapport aux oxydes a fait distinguer depuis long-temps ces composés : 1° en *neutres*; 2° en *sels acides* ou *sur-sels* ; 3° en *sels avec excès de base*, ou *sous-sels*. Pour distinguer ces sels les uns des autres, on s'est servi pendant long-temps de la teinture de tournesol : ainsi, on disait qu'un sel était acide, ou avec excès d'acide, lorsqu'il rougissait cette teinture ; on disait, au contraire, qu'il était avec excès de base lorsqu'il ramenait au bleu le tournesol rougi par les acides, et qu'il verdissait le sirop de violettes ; enfin, les sels neutres étaient ceux qui n'exerçaient aucune action sur ces couleurs. Cette manière d'établir la neutralité, l'acidité et l'alcalinité des sels, est loin d'être à l'abri d'objections. En effet, la neutralité n'est qu'une propriété relative qui est sous l'influence du plus ou moins d'affinité des éléments du sel, et de la manière dont les propriétés respectives de ces éléments sont neutralisées. On conçoit, en effet, qu'un sel, quoique neutre chimiquement parlant, puisse céder une petite partie de son acide ou de sa base à la matière colorante, en vertu d'affinités nouvelles qui se développent entre les éléments de cette matière et ceux du sel ; par suite, un sel neutre pourra avoir une réaction acide ou alcaline.

Maintenant, ce n'est plus de cette manière que l'on établit la nature des sels : on la base, non pas sur une propriété relative, mais sur leur composition intime. Partageant les sels en *genres*, c'est-à-dire, rangeant dans un même groupe tous ceux qui sont formés par le même acide, on dit qu'un sel est neutre quand le rapport de quantité qui existe entre l'oxygène de l'acide et celui de la base est exactement le même que celui qui existe entre l'oxygène de l'acide et de la base d'un sel du même genre, dont la neutralité est évidente (Berzélius) ; ou plus simplement, les sels neutres sont ceux qui sont formés par la combinaison d'une proportion d'acide avec une proportion de base. Cette dernière définition n'est pas aussi rigoureuse que la première, nous le prouverons bientôt. Éclaircissons la première définition par un exemple : en unissant une proportion d'acide sulfurique avec une proportion de potasse, on obtient un sel parfaitement neutre et sans action sur les couleurs végétales : or, en examinant la composition de chacun des éléments de ce sel, on voit que l'acide sulfurique contient juste trois fois autant d'oxygène que la potasse qui le sature ; ou, en d'autres termes, qu'une quantité d'acide sulfurique, contenant 300 d'oxygène, exige pour sa saturation complète une quantité de potasse contenant 100 d'oxygène. Eh bien ! seront neutres tous les sels du même genre (sulfates) chez lesquels on trouvera la même composition, *quelle que soit, au reste, la nature de leur action sur les couleurs végétales*. Ainsi, l'alun, qui est un sulfate de potasse et d'alumine, rougit la teinture de tournesol, et a, par conséquent, une réaction acide. Autrefois, on l'aurait considéré comme un sur-sel ; mais aujourd'hui on le regarde comme un sel neutre, parce que le rapport de l'oxygène de son acide à celui de sa base est semblable à celui qu'on remarque dans le sulfate de potasse, c'est-à-dire :: 3 : 1. En général, on part des sels de potasse ou de soude pour établir la neutralité, et, par suite, l'acidité, etc., des sels, parce que ce sont les bases qui ont le plus d'affinité pour les acides, et parce qu'elles forment des sels solubles dont on peut examiner facilement le mode d'action sur la teinture de tournesol.—Dans les sels acides ou *sur-sels*, la proportion d'acide est toujours un multiple de la proportion d'acide des sels neutres ; les bases y sont ordinairement combinées avec une et demie, deux, trois ou quatre proportions d'acide, et on les désigne, suivant ces quantités, sous les noms de *sesqui-sels*, *bi-sels*, *tri-sels*. Dans les *sous-sels*, au contraire, c'est l'oxyde qui est un multiple de la quantité d'oxyde des sels neutres ; suivant la proportion d'oxyde, on les désigne par les noms de *sels sesqui-basiques*, *bi-basi-*

qués, *tri-basiques*, *quadri-basiques*, etc.

Cependant, la règle qui vient d'être posée n'est pas sans exceptions. Pour bien comprendre ces exceptions, il faut se pénétrer de ce principe, que le caractère *essentiel* d'un sel neutre gît dans le rapport des quantités d'oxygène de son acide et de sa base, comparé au rapport de ces mêmes quantités dans un sel *du même genre*, et ayant pour base *la potasse* ou *la soude*. Eh bien ! il y a des sels neutres (les carbonates) chez lesquels un atome de potasse ou de soude exige deux atomes d'acide pour sa saturation complète, et dont la neutralité est par conséquent représentée par la combinaison de deux atomes d'acide pour un atome de base. Il y a d'autres sels qui offrent une anomalie contraire : les phosphates *neutres* de potasse, de soude, etc., sont composés de telle façon qu'un atome d'acide exige pour sa saturation complète deux atomes de base. — J'avais donc raison de dire un peu plus haut qu'en définissant les sels neutres, ceux qui sont formés d'une proportion ou d'un atome d'acide, et d'une quantité égale de base, on ne donnait pas de la neutralité une définition rigoureuse.

Il s'agit maintenant de développer cette idée, qui a été énoncée tout à l'heure d'une manière un peu vague, savoir, que dans tous les sels *du meme genre et au même degré de saturation*, la quantité d'oxygène de l'oxyde est proportionnelle à celle de l'acide. Prenons d'abord pour exemple les sulfates : si nous examinons combien il faut de potasse pour saturer 100 parties d'acide sulfurique, de manière à former un sulfate *neutre*, nous voyons qu'il en faut 117,22 parties. La même quantité d'acide sera saturée par 99,13 de bioxyde de cuivre, 278,89 de protoxyde de plomb, et par 78,46 de soude : or, dans chacune de ces quantités de bases, il y a exactement la même quantité d'oxygène, 20 parties, à quelques fractions près. Maintenant, combien y a-t-il d'oxygène dans les 100 parties d'acide sulfurique ? C'est ce qu'il est facile de constater : en effet, cet acide est formé d'une proportion de soufre =201,16, et de 3 proportions d'oxygène, = 300 ; par conséquent, dans une quantité déterminée d'acide sulfurique, le rapport de l'oxygène au soufre est, à peu de chose près, : : 3 : 2. Donc, dans 100 parties d'acide sulfurique, il y a 60 parties d'oxygène et 40 de soufre ; donc enfin, dans les sulfates *neutres*, le rapport de l'oxygène de l'acide est à celui de l'oxyde : : 60 : 20, ou : : 3 : 1.

Mais le rapport qui vient d'être indiqué n'existe que pour les sulfates *neutres* ; si l'on passe à un *degré supérieur de saturation*, si, par exemple, on examine les bi-sulfates, le rapport doit nécessairement changer, puisque d'après les règles que j'ai posées, dans les *bi-sels*, il y a deux proportions d'acide pour une proportion de base. Aussi, dans les bi-sulfates, le rapport de l'oxygène de l'acide est-il à celui de l'oxyde : : 6 : 1. Dans les sulfates *bi-basiques*, où, pour une proportion d'acide, il y a deux proportions de base, le rapport est : : 3 : 2. Ces exemples suffisent pour faire comprendre les changements de rapport qui doivent survenir dans les sesqui-sels, tri-sels, ainsi que dans les sels sesqui-basiques, tri-basiques, etc.

Dans tous les genres de sels, on trouve des rapports analogues : ainsi, dans les séléniates, le rapport est : : 3 : 1. Dans les azotates : : 5 : 1 ; dans les carbonates neutres : : 2 : 1 ; dans les bi-carbonates, : : 4 : 1 ; dans les borates : : 6 : 1, etc. Ces faits remarquables, que l'expérience a démontrés, ont conduit M. Berzélius à formuler la loi suivante : *Deux corps oxydés se combinent toujours l'un à l'autre dans des proportions telles que la quantité d'oxygène contenue dans l'un soit un multiple par un nombre entier de celle qui se trouve dans l'autre oxyde.*

Cette loi est féconde en résultats ; elle permet d'arriver par des calculs très-simples à des connaissances que de longues expériences pourraient seules faire acquérir. Je vais en donner deux exemples, que j'ai puisés dans l'ouvrage de M. Thenard.

1° *Connaissant la composition des oxydes et celle d'une espèce de sel d'un genre quelconque, on en conclut celle de toutes les espèces de ce genre.* Exemple : On sait que le sulfate neutre de plomb est formé de 100 d'acide sulfurique et de 278,89 de protoxyde de plomb ; mais nous avons vu que, dans tous les sels du même genre et au même état de saturation, la quantité d'acide était en raison de la quantité d'oxygène de l'oxyde : si donc il s'agit de connaître la composition de sulfate neutre de bioxyde de cuivre, il faudra remplacer les 278,89 de protoxyde de plomb par une quantité de bioxyde de cuivre qui contienne autant d'oxygène que ces

278,89 de protoxyde, c'est-à-dire par 99,13 : on trouvera ainsi que le sulfate de bioxyde de cuivre est formé de 100 d'acide sulfurique, et de 99,13 de bioxyde de cuivre. — 2° *Connaissant la quantité d'acide et d'oxyde qui constituent un sel, on connaîtra facilement la quantité d'oxygène que cet oxyde doit contenir, quand bien même il serait irréductible ;* on la conclura de celle qui entre dans la composition d'un oxyde appartenant à un autre sel du même genre et au même état de saturation. *Exemple.* On veut savoir combien 291,39 de baryte contiennent d'oxygène : or, on sait : 1° que le sulfate de baryte est formé de 100 parties d'acide sulfurique, et de 191,39 de baryte ; 2° que le sulfate de plomb l'est de 100 d'acide sulfurique, et de 278,89 de protoxyde de plomb, et que ces 278,89 de protoxyde de plomb contiennent 20, ou plus exactement 19,99 d'oxygène ; par conséquent, les 191,39 de baryte doivent contenir cette même quantité d'oxygène, puisque, dans les sels du même genre, la quantité de l'oxygène de l'oxyde est en raison de la quantité d'acide.

Je ne reviendrai pas ici sur les règles qui président à la dénomination des sels, puisque ces règles ont été développées à l'article NOMENCLATURE (page 15) ; je donnerai seulement la définition de deux mots dont je me suis déjà fréquemment servi, et sur la valeur desquels il est nécessaire de s'entendre ; je veux parler des *genres* et des *espèces* des sels. On entend par *genres* les groupes formés par la réunion de tous les sels dans lesquels l'acide est identique. Ainsi, tous les sulfates réunis forment *le genre sulfate*, quelle que soit au reste la base. *L'espèce* est caractérisée par la nature de la base salifiable ; il y a autant d'espèces dans un genre qu'il y a de bases capables de s'unir à l'acide qui caractérise ce genre. Le sulfate de potasse est du genre sulfate et de l'espèce potasse ; l'azotate d'argent est du genre azotate et de l'espèce oxyde d'argent, etc., etc.

§ III. PROPRIÉTÉS PHYSIQUES ET CHIMIQUES DES SELS MÉTALLIQUES.

Les sels métalliques sont généralement *solides* à la température ordinaire ; cependant, il en est un petit nombre que l'on ne peut obtenir ainsi que lorsque leurs éléments se trouvent dans certains rapports, et qui, dans les circonstances opposées, ne peuvent exister qu'en solution. — Ils sont *incolores* lorsque leurs éléments ne sont pas colorés ; cependant il en est quelques-uns qui acquièrent une coloration qu'ils doivent à leur eau de cristallisation : tels sont, par exemple, les sels de protoxyde de fer et de bioxyde de cuivre, qui sont blancs lorsqu'ils sont privés d'eau, et qui sont colorés, les premiers en vert-pâle et les seconds en bleu-clair, lorsqu'ils sont combinés à une certaine quantité d'eau. — Les sels sont tous *inodores* à la température ordinaire, à l'exception des sels ammoniacaux avec excès de base. — Il n'y a que les sels solubles qui soient *sapides*. Il est à remarquer que les sels de la même espèce ont presque tous une saveur analogue, et dont le développement est en raison du degré de solubilité. Cette saveur est astringente dans les sels d'alumine, amère dans ceux de magnésie, piquante dans ceux d'ammoniaque ; piquante et âcre dans les sels de chaux, de baryte et de strontiane ; sucrée, puis styptique dans ceux de plomb, etc. — La *pesanteur spécifique* des sels est ordinairement en rapport avec la nature et la quantité de l'oxyde.

Action de l'eau sur les sels. Les sels sont solubles ou insolubles dans l'eau : parmi les sels solubles, il y en a qui peuvent se dissoudre à froid dans moins de la moitié de leur poids d'eau, les autres dans 2, 4, 6, 10, 20, 100, etc., parties. La solubilité des sels dépend de leur affinité pour l'eau et de leur cohésion ; elle est en raison directe de la première et en raison inverse de la seconde. Lorsqu'un sel a été dissous dans l'eau, celle-ci perd la propriété d'entrer en ébullition à la température de + 100°, sous la pression de 0m76 ; il lui faut un degré de chaleur plus considérable, et qui devra être d'autant plus élevé que l'affinité du sel pour l'eau est plus grande ; il s'ensuit qu'il est possible de se servir du point d'ébullition des solutions saturées de sels pour connaître leur degré relatif d'affinité pour les sels. Il suffit pour cela de dissoudre ceux-ci dans une même quantité d'eau, et de porter la liqueur à l'ébullition en y plongeant un thermomètre pour examiner le degré auquel elle bout (Gay-Lussac). — En général, tous les sels avec excès d'acide sont solubles ; tous les sels de potasse, soude et ammoniaque peuvent se dissoudre dans l'eau, parce que ces alcalis se dissolvent eux-mêmes avec facilité ; tous les sels dont les bases ne peuvent se dis-

soudre sont eux-mêmes insolubles ou peu solubles, lorsque ces bases prédominent.

La solution d'un sel s'opère presque toujours plus facilement à chaud qu'à froid : il n'y a à cet égard que quelques exceptions. C'est cette différence de solubilité que l'on met à profit pour faire cristalliser les sels : en effet, en saturant de l'eau chaude avec un sel, ce liquide devra nécessairement en laisser déposer une partie par son refroidissement, si celui-ci occasionne une diminution de la faculté dissolvante ; le refroidissement se faisant avec lenteur, le sel devra se déposer en prenant la forme cristalline qui lui est propre. Voici comment on doit s'y prendre pour obtenir de beaux cristaux : il faut opérer sur une masse aussi considérable que possible de matière saline, en ayant soin cependant que la solution soit telle qu'elle ne laisse pas déposer une trop grande quantité de cristaux par le refroidissement. La solution doit être placée dans un vase composé d'une matière inattaquable par le sel, et déposé dans un lieu tranquille ; cette solution doit être filtrée chaude pour la débarrasser des impuretés qu'elle peut contenir. Au bout de plusieurs heures, ou mieux le lendemain, on décante l'eau qui surnage les cristaux, et que l'on désigne sous le nom d'*eau-mère*. Mais les cristaux qui se sont formés de cette manière ne sont pas toujours très-réguliers : si l'on veut en avoir de bien déterminés, il faut choisir les plus beaux et les placer dans un vase à fond plat avec l'eau-mère, les retourner chaque jour, afin qu'ils puissent grossir également sur toutes les faces par suite de l'évaporation spontanée de la solution. Lorsqu'ils ont acquis un volume assez considérable, on prend les plus réguliers et on les met chacun dans des vases séparés, en procédant de la même manière pendant plusieurs jours, et s'il le faut, pendant plusieurs semaines (Leblanc).

La plupart des sels, en se séparant de l'eau qui les tenait en solution, retiennent une certaine quantité d'eau libre ou combinée. Dans ce dernier cas, elle prend le nom d'*eau de cristallisation*, et elle est toujours la même dans le même cristal ; il est à remarquer que cette eau de cristallisation est dans une proportion telle que la quantité d'oxygène qui entre dans sa composition est un multiple ou un sous-multiple par un nombre entier de l'oxygène de la base. — Lorsque l'eau du cristal est libre, elle est interposée entre les molécules intégrantes, en quantité variable, et n'influe en rien sur la transparence du cristal.

Une solution saturée d'un sel peut quelquefois dissoudre une certaine quantité d'un autre sel, quand ils ne sont pas de nature à se décomposer réciproquement. Cette propriété est mise à profit dans certaines opérations de chimie manufacturière.

Certains sels, en se dissolvant dans l'eau, produisent un abaissement de température : cet effet est dû à l'affinité réciproque du sel et de l'eau, et à la propriété qu'ont tous les corps d'absorber du calorique pour passer de l'état solide à l'état liquide. Quand on fait agir sur de la glace un sel qui a beaucoup d'affinité pour l'eau, cet abaissement de température est bien plus considérable : en effet, ces deux corps solides (sel et glace) se fondent réciproquement en absorbant aux corps environnants la quantité de calorique nécessaire à leur fusion mutuelle. C'est à ces mélanges de glace pilée, ou de neige et de sel, que l'on donne le nom de *mélanges frigorifiques*. Dans ces mélanges, il y a plusieurs conditions à réunir : il faut que le sel soit très-soluble, cristallisé ou peu desséché, réduit en poudre fine, mélangé rapidement avec la glace *bien pilée* ; il faut en outre que les deux matières soient en proportions convenables pour que le froid soit porté à son maximum. — En faisant un mélange de 5 parties de chlorhydrate d'ammoniaque, 5 parties d'azotate de potasse, et 16 parties d'eau, on obtient un abaissement de température de + 10° à — 12°. Avec une partie de neige et une partie de sel marin, le froid descend à — 17°. Le mélange de 2 parties de neige et 1 partie de sel marin fait descendre le thermomètre à — 20°.

Action de l'air. L'air peut agir sur les sels par son oxygène ou par sa vapeur d'eau. Lorsque les sels ne sont pas saturés d'oxygène, ce gaz peut les faire passer à un degré supérieur d'oxydation, surtout lorsqu'ils sont dissous : c'est ainsi qu'il change les sulfites en sulfates, les sels de protoxydes de fer en sels de peroxydes, etc. — Il existe des sels qui attirent l'humidité de l'air, s'humectent et finissent par se résoudre en liquides ; on les a nommés *sels déliquescents*. Ex. : carbonate de potasse. Il en existe d'au-

tres au contraire qui cèdent à l'air une partie de leur eau de cristallisation, et se transforment en une matière pulvérulente : on leur donne le nom d'*efflorescents*. Ex. : alun, sulfate de soude. Il n'y a que les sels solubles qui puissent éprouver l'un ou l'autre de ces deux phénomènes. Ceux qui sont très-solubles, *parce qu'ils ont beaucoup d'affinité pour l'eau*, sont généralement déliquescents ; au contraire, ceux qui sont très-solubles, *parce qu'ils ont peu de cohésion*, sont plutôt efflorescents. J'ai dit plus haut qu'il était possible de les distinguer les uns des autres par le retard qu'ils apportent à l'ébullition de l'eau.

Action du calorique. Lorsqu'on chauffe les sels, il survient des phénomènes variables. Quelques-uns sont volatilisés sans décomposition : ce sont ceux qui sont formés d'un acide et d'une base volatils. Exemple : carbonate d'ammoniaque, chlorhydrate d'ammoniaque. Ceux qui sont fixes et qui contiennent beaucoup d'eau de cristallisation fondent dans cette eau dès qu'on les chauffe, et éprouvent ce que l'on appelle la *fusion aqueuse* ; mais cette eau ne tarde pas à se volatiliser, et alors la matière se dessèche ; si l'on continue à les chauffer, plusieurs d'entre eux peuvent se liquéfier de nouveau à une température plus ou moins élevée, et éprouver ce que l'on nomme la *fusion ignée*. Lorsqu'au lieu de contenir de l'eau de cristallisation les cristaux ne contiennent que de l'eau *libre*, ils éprouvent par l'action du feu un effet d'un autre ordre : cette eau, en se vaporisant, brise les parties salines qui s'opposent à son expansion, et les projette dans l'air en produisant un bruit que l'on désigne sous le nom de *crépitation*. — Quelques sels se décomposent au feu et fournissent des produits variables. Tantôt l'acide se dégage à l'état de gaz et l'oxyde reste intact (carbonates de chaux, de magnésie, etc.); tantôt c'est la base qui se volatilise, et l'acide qui reste à l'état de pureté (borate, phosphate d'ammoniaque). Quelquefois l'acide se décompose et l'oxyde reste intact ou à un degré supérieur d'oxydation (plusieurs sulfates et azotates des 3e et 4e sections) ; d'autres fois c'est l'oxyde qui se décompose en laissant dégager l'acide (sels formés d'un acide volatil et d'un oxyde des deux dernières sections. Exemple : carbonate d'argent) ; enfin, il peut arriver que l'acide et l'oxyde soient tous deux décomposés.

La *lumière* agit dans quelques cas à la manière du calorique ; son action est d'autant plus marquée que les sels sont formés d'oxydes plus facilement réductibles.

Action de la pile électrique. Les sels peuvent être décomposés par un courant électrique, pourvu qu'ils soient humides ou dissous ; mais ils ne donnent pas tous les mêmes produits. Quelquefois l'acide et l'oxyde sont séparés sans décomposition, et transportés le premier au pôle positif et le second au pôle négatif. Mais en même temps que ce phénomène se produit, il y a décomposition de l'eau et transport de l'oxygène au pôle vitré, et de l'hydrogène au pôle résineux. Cette décomposition du sel peut s'opérer sans que les pôles de la pile soient en contact avec le sel ; mais il faut alors que l'acide et la base soient très-solubles : par exemple, si l'on introduit une solution de sulfate de potasse dans un vase A (fig. 34), et qu'à l'aide de fils d'amiante humectés on fasse communiquer cette solution avec deux autres vases B et C placés latéralement, contenant de l'eau distillée et recevant les fils de la pile, la décomposition ne tarde pas à s'effectuer : l'acide et l'oxyde sont séparés et transportés à travers l'eau et les fils d'amiante, le premier dans le vase C, qui communique avec le pôle positif, et le second dans le vase B, qui reçoit le fil négatif. Au bout d'un certain temps on ne retrouve plus de sel dans le vase A ; mais l'eau du vase C rougit la teinture du tournesol, et celle du vase B ramène cette couleur au bleu.

Quelquefois il n'y a pas seulement séparation des éléments du sel, mais encore décomposition soit de l'oxyde métallique, soit même de l'oxyde et de l'acide. Ces effets, pour être produits, n'exigent pas, comme on le croyait autrefois, des tensions électriques énergiques. M. Becquerel a prouvé qu'avec des forces électriques très-faibles on pouvait produire toutes les décompositions possibles, si à l'électricité on ajoutait un puissant auxiliaire, l'*affinité chimique*. C'est ainsi que l'on a pu décomposer le sulfate de fer et plusieurs autre sels avec une pile de *six* éléments, et même avec *un seul* élément, et opérer la séparation du fer *à l'état métallique*. L'expérience peut très-bien se faire avec l'appareil qui sert à la décomposition de l'eau (fig. 20.) Dans la petite cloche renversée qui reçoit le fil négatif de la pile, on place une solution de sulfate de fer, que l'on retient dans

cette cloche au moyen d'une couche d'argile avec laquelle on bouche son ouverture ; l'autre petite cloche, celle qui communique avec le fil positif de la pile, contient une solution aqueuse de chlorure de sodium (sel marin), également retenue par une couche d'argile. Aussitôt que la pile est en activité, la réaction commence; il y a d'abord décomposition de l'eau et du chlorure de sodium, formation d'acide chlorhydrique qui reste au pôle positif avec l'excès d'oxygène, et de soude (oxyde de sodium) qui se rend au pôle négatif avec l'excès d'hydrogène. La soude décompose immédiatement le sulfate de fer, s'empare de l'acide sulfurique pour former du sulfate de soude, et met le protoxyde de fer en liberté; celui-ci est aussitôt, réduit par l'hydrogène, qui s'empare de son oxygène pour former de l'eau, et en dernier résultat, le *fer métallique est mis à nu.*

Action des corps simples non métalliques. L'azote n'exerce aucun action sur les sels. Le carbone, l'hydrogène, le soufre, le phosphore et le bore décomposent la plupart des sels à une température plus ou moins élevée, s'emparent de l'oxygène de la base seule ou des deux éléments, et quelquefois se combinent avec l'un des radicaux pour former de nouveaux composés. — Le chlore chasse l'acide des carbonates, et fait passer à un état d'oxydation plus avancé les oxydes qui en sont susceptibles. — Le brôme et l'iode se comporteraient probablement de la même manière.

Action des métaux. Il se produit ici des phénomènes très-variables, et qui dépendent tous du jeu des affinités chimiques : quand on connaît bien le degré d'affinité des métaux pour l'oxygène, il est facile de prévoir ce qui doit se passer lorsqu'on plonge un métal dans une solution saline. Ainsi, les métaux des quatre dernières sections ne produisent rien sur les sels des deux premières; les métaux de la première section décomposent l'eau de préférence au sel. Mais quand on plonge dans une solution saline appartenant aux quatre dernières sections un métal appartenant aussi à l'une de ces sections, mais ayant pour l'oxygène plus d'affinité que n'en a le métal qui fait partie du sel, il y a réaction : le métal nouveau se substitue à celui qui est dissous et le précipite. Cet effet se fait remarquer toutes les fois que l'on plonge une lame de fer ou de zinc dans les solutions salines de presque tous les autres métaux des quatre dernières sections, parce qu'ils ont plus d'affinité pour l'oxygène que ceux-ci ; de même, le cuivre précipite le mercure, qui, à son tour, précipite l'argent, etc. Quelquefois le métal précipité tombe au fond du vase sans s'attacher au métal précipitant; mais le plus ordinairement il se dépose sur celui-ci et lui fait bientôt une enveloppe, une sorte d'étui qui ne tarde pas à le soustraire au contact de la solution saline. Une fois cet effet produit, la décomposition devrait s'arrêter si elle dépendait uniquement de l'affinité, et cependant elle continue tant qu'il y a en dissolution un atome de métal à précipiter. L'affinité n'est donc pas la cause unique du phénomène, et il faut chercher ailleurs une explication raisonnable de la continuation des effets chimiques. Cette explication, on la trouve d'une manière très-satisfaisante dans l'action de l'électricité qui se développe au contact des deux métaux ; il se forme en effet un *élément* de pile, dans lequel le métal précipitant est toujours positif, et le métal précipité toujours négatif. En présence de cet élément, l'eau et le sel sont décomposés ; l'oxygène et l'acide attirés au pôle positif dissolvent le métal précipipitant; l'hydrogène et l'oxyde attirés au pôle négatif réagissent l'un sur l'autre, et donnent naissance à de l'eau. De cette manière, le métal qui était dissous se trouve réduit. — On donne en chimie le nom d'*arbres* aux belles cristallisations métalliques qui se produisent quelquefois dans ces sortes de réactions. — On appelle *arbres de Saturne* les cristallisations de plomb : ce sont les plus belles ; *arbres de Diane*, les cristallisations d'argent.

Action des oxydes métalliques. Quand on fait agir un oxyde métallique sur un sel dissous dans l'eau, il peut se présenter deux cas : ou bien le sel est décomposé en totalité ou en partie, ou bien l'action est nulle. Il y a décomposition toutes les fois que l'oxyde a pour l'acide du sel plus d'affinité que n'en a celui qui était primitivement uni à cet acide. Il suit de là que, connaissant le degré d'affinité des bases pour les acides, il doit être facile de prévoir les résultats qui seront obtenus; malheureusement, nos connaissances à cet égard sont loin d'être avancées. Ce que l'on peut dire de plus général, c'est que 1° l'affinité des métaux pour l'oxygène n'entre pour rien dans le pouvoir précipitant d'un oxyde ; 2° le degré d'oxydation d'un oxyde fait

varier son affinité pour les acides ; 3° en général, et toutes circonstances égales d'ailleurs, les oxydes qui neutralisent le mieux les acides peuvent précipiter les autres de leurs dissolutions dans ceux-ci (Gay-Lussac).

Les bases salifiables qui tiennent le premier rang dans l'ordre de leur tendance à se combiner avec les acides sont celles de la première section, savoir : la potasse, la soude, la chaux, la baryte, etc. Ce sont en effet les oxydes qui saturent le mieux les acides. Employées en excès, ces bases décomposent complètement presque tous les sels des cinq autres sections ; employées, au contraire, en proportion insuffisante pour opérer une décomposition complète, elles donnent lieu à la production d'un sel basique. Après ces bases viennent l'ammoniaque et la magnésie ; passé cela, il n'est plus guère possible d'établir d'échelle. — La plupart des sels haloïdes sont aussi décomposés par les oxydes de la première section ; ces oxydes cèdent leur oxygène au métal du sel, et leur radical se combine au corps halogène pour former un composé binaire.

Action des acides. L'action des acides est à peu près semblable à celle des oxydes. En effet, dans cette action, il se présente deux cas : ou bien l'effet est nul, ou bien il y a décomposition totale ou partielle du sel, élimination de l'acide primitivement combiné à la base, et formation d'un nouveau sel. — Si c'est un hydracide que l'on fait réagir sur un sel, l'effet est plus compliqué, car, à mesure que cet hydracide entre en combinaison avec l'oxyde du sel, il y a décomposition mutuelle de ces deux éléments, formation d'eau et d'un composé binaire. Réciproquement, lorsqu'on fait agir un oxacide sur un sel haloïde, il peut y avoir décomposition de ce dernier et dégagement d'un hydracide ; nous avons déjà dit plusieurs fois qu'il ne fallait pas en tirer cette conclusion, que l'hydracide existait tout formé dans le sel haloïde ; car on peut très-bien expliquer sa formation en admettant la décomposition de l'eau au moment du contact de l'oxacide et du sel haloïde.

L'acide sulfurique est de tous le plus puissant : en général il décompose en totalité ou en partie tous les oxy-sels et une partie des sels haloïdes.

Action des sels sur les sels. Lorsqu'on mêle la solution de deux sels qui, par leur décomposition réciproque, peuvent former deux nouveaux sels, dont un au moins est insoluble, ces sels se décomposent toujours. C'est ainsi qu'en mêlant une solution de sulfate de soude à une solution d'azotate de baryte, il y a décomposition mutuelle et formation d'azotate de soude soluble et de sulfate de baryte insoluble. — Lorsque les deux sels que l'on fait réagir l'un sur l'autre sont de nature à donner naissance à deux sels solubles, il ne se produit aucun effet apparent ; mais si l'on vient à évaporer convenablement la liqueur, il arrive un moment où il se dépose des cristaux qui peuvent être de la même nature que ceux que l'on a mêlés, ou qui peuvent provenir de la décomposition réciproque de ceux-ci. En effet, en mêlant deux solutions salines, on place dans un vase les éléments propres à faire quatre sels : or, ces quatre sels, quoique solubles, le sont cependant à des degrés différents ; il s'ensuit qu'en évaporant la liqueur à un tel point que l'un de ces quatre sels ne puisse plus rester complètement en solution, il devra nécessairement se déposer et cristalliser ; si l'on décante l'eau-mère et que l'on concentre de nouveau, à une certaine époque il se déposera d'autres cristaux qui pourront être d'une autre nature que les premiers, et ainsi de suite, jusqu'à ce que l'évaporation soit complète. On ne peut donc pas prévoir dans tous les cas ce qui surviendra ; mais on peut affirmer d'une manière générale que les phémonènes que présentent deux sels solubles varient suivant la température, l'action que les sels exercent l'un sur l'autre, le degré de concentration de la liqueur, et les proportions relatives des sels mélangés.

Lorsqu'on fait réagir un sel soluble sur un sel insoluble, et que dans ces deux sels il y a les éléments nécessaires à la formation de deux sels insolubles, il y a constamment échange de principes, et décomposition réciproque.

Quand on expose à l'action du calorique un mélange de deux sels qui, par leur décomposition mutuelle, puissent donner lieu à un sel volatil, la réaction s'opère constamment : ainsi, en faisant un mélange de carbonate de chaux et de chlorhydrate d'ammoniaque tous deux solides et pulverisés, et chauffant, il y a formation de carbonate d'ammoniaque qui *se volatilise*, et de chlorure de calcium fixe. L'effet inverse serait produit si l'on faisait agir la solution de chlorure de calcium sur celle de carbonate d'ammonia-

que ; il y aurait double décomposition, et formation de carbonate de chaux *insoluble* et de chlorhydrate d'ammoniaque soluble. Ces exemples, que je pourrais multiplier, suffisent pour prouver que les décompositions réciproques des sels ne dépendent pas exclusivement, comme on le croyait autrefois, du degré d'affinité des acides pour les bases, mais que l'insolubilité des sels dans certains cas et que l'action du feu dans d'autres cas peuvent produire des effets tout contraires.

Dans l'action des sels les uns sur les autres, si tout l'acide de l'un se porte sur la base de l'autre, *et vice versâ*, il en résulte nécessairement deux sels au même état de saturation ; si les deux sels primitifs étaient neutres, les deux sels qui se formeront conserveront leur neutralité ; si l'un d'eux était neutre et l'autre à l'état de sous-sel, on obtiendra un sel neutre et un sel basique. Cette propriété est une conséquence toute naturelle de la loi qui a été developpée lorsque j'ai traité de la composition des sels, loi en vertu de laquelle les quantités des différentes bases qui peuvent saturer un poids déterminé d'un acide, doivent toutes contenir les mêmes quantités d'oxygène.

Préparations des sels. Lorsque les sels ne se trouvent pas à l'état de pureté dans la nature, ou que s'y trouvant, on ne pourrait en faire l'extraction qu'avec difficulté, on les prépare artificiellement. Il y a pour cela sept procédés principaux. — 1° Tous les sels peuvent être obtenus en combinant directement l'acide à la base ; mais si ce moyen est général, il n'est pas économique, car il est fort difficile, et souvent coûteux de se procurer des éléments très-purs. — 2° Un très-grand nombre de sels se préparent en traitant par leur acide les carbonates de leur base ; l'acide carbonique est dégagé de sa combinaison en produisant une effervescence, et la base s'unit à l'acide que l'on a fait réagir sur le sel primitif. — 3° Plusieurs sels peuvent être obtenus en traitant le métal de leur base par un acide puissant et étendu d'eau : il y a décomposition de celle-ci, dégagement d'hydrogène, combinaison de l'oxygène avec le métal, et union de l'oxyde nouvellement formé avec l'acide employé ; on peut obtenir de cette façon le sulfate de zinc et le sulfate de protoxyde de fer. — 4° Un très-grand nombre de sels peuvent se former en traitant le métal de leur base par un acide puissant et concentré, qui, en se décomposant en partie, soit susceptible de fournir au métal la quantité d'oxygène propre à son oxydation. Un grand nombre d'azotates et quelques sulfates, peuvent être obtenus de cette manière ; il y a décomposition d'une partie de l'acide, dégagement de bioxyde d'azote et d'acide sulfureux, et formation d'un oxyde métallique qui s'unit à la portion d'acide qui n'a pas subi de décomposition. — 5° Un procédé qui est applicable à la préparation de tous les sels insolubles et d'un grand nombre de sels solubles résulte de l'application de la loi de double décomposition : il suffit de mêler soit à froid, soit à chaud, les solutions de deux sels tellement choisis que l'acide de l'un et la base de l'autre puissent former en s'unissant le sel insoluble cherché, tandis que l'autre acide et l'autre base formeront un sel soluble que l'on peut aussi recueillir par l'évaporation et la cristallisation. — 6° Les sous-sels, qui sont généralement insolubles, s'obtiennent en versant dans la solution du sel neutre une quantité déterminée d'une solution de base alcaline qui puisse se combiner à l'excès d'acide. — 7° Quant aux *sels doubles* (et on nomme ainsi ceux qui sont formés de deux bases pour un seul acide), on les obtient soit en mêlant les sels simples qui les composent, soit en ajoutant à l'un des sels simples qui entrent dans la composition du sel double la base qui lui manque.

§ IV. *Caractères des genres de sels.*

Genre borate.

Comme l'acide borique est fixe et indécomposable à la chaleur, il s'ensuit que tous les borates sont indécomposables au feu, lorsque les bases salifiables ne peuvent elles-mêmes éprouver de décomposition. Les borates des quatre premières sections fondent et se vitrifient, quand on les chauffe ; ceux de la 6e section, ainsi que ceux d'argent et de mercure se décomposent, laissent dégager l'oxygène de l'oxyde et donnent pour produits fixes de l'acide borique et du métal. — Les métalloïdes n'ont aucune action sur les borates des deux premières sections ; le carbone et l'hydrogène décomposent les borates des quatre dernières, en réduisant l'oxyde et mettant l'acide borique à nu. On ne sait pas comment agissent les autres métalloïdes. — Il n'y a que les borates de potasse, de soude, de lithine et d'ammoniaque qui soient solubles. — A

une haute température, les borates ne sont décomposés que par l'acide phosphorique ; mais à la température de + 100°, ils sont décomposés par tous les acides, excepté l'acide carbonique et quelques acides très-faibles. — La baryte, la strontiane et la chaux tiennent le premier rang parmi les oxydes pour l'ordre d'affinité des bases pour l'acide borique ; viennent ensuite la potasse et la soude, puis l'ammoniaque et la magnésie.

Dans les borates, la quantité d'oxygène de l'acide est à celle de l'oxyde : : 6 : 1.

Préparation. Tous les borates, excepté ceux de soude, de potasse, d'ammoniaque et de lithine, s'obtiennent par voie de double décomposition.

Caractères distinctifs. Tous les borates sont décomposés à la température ordinaire par les acides sulfurique, azotique, chlorhydrique, etc. ; l'acide borique mis en liberté se précipite sous forme d'écailles ; l'eau de chaux, l'eau de baryte et l'azotate d'argent font naître dans les solutions de borates des précipités blancs, solubles dans l'acide azotique.

Genre silicate.

Tous les silicates connus sont indécomposables par la chaleur. Ceux de potasse, de soude, de plomb, de bismuth, etc. peuvent entrer en fusion ; ceux d'alumine, de zinc, etc., paraissent tout-à-fait infusibles. — Le charbon est sans action sur les silicates des deux premières sections ; à une haute température, il transforme quelques silicates des autres sections en siliciures ; l'action des autres métalloïdes est peu connue. — Les silicates de potasse et de soude sont solubles dans l'eau ; les autres sont entièrement insolubles. — L'acide fluorhydrique décompose tous les silicates à la température ordinaire, et donne naissance à de l'eau et à de l'acide fluo-silicique ; les acides phosphorique et borique peuvent également attaquer les silicates au degré de la chaleur rouge ; les autres acides ont une action diverse.

La composition de ces sels est encore difficile à déterminer ; leur préparation peut avoir lieu, soit par voie de double décomposition, soit en unissant par la chaleur et dans un creuset de platine la silice et les oxydes que l'on veut lui combiner.

Caractères distinctifs. Pour reconnaître les silicates, il faut les réduire en poudre fine, les chauffer fortement avec 2 ou 3 fois leur poids de carbonate de potasse, puis délayer la matière dans beaucoup d'eau, verser dessus de l'acide azotique qui la dissout, et évaporer peu à peu pour faire déposer l'acide silicique.

Genre carbonate.

Les carbonates *neutres* sont tous décomposables par la chaleur à l'exception de ceux de baryte, de potasse, de soude et de lithine ; l'acide se dégage à l'état de gaz, et la base reste soit à l'état d'oxyde, soit à celui de métal, suivant qu'elle est ou non décomposable par le feu. — Les quatre carbonates indécomposables par le feu peuvent être décomposés au rouge cerise en présence d'un *excès* de vapeur d'eau ; il en résulte des hydrates et un dégagement d'acide. — Les métalloïdes sont sans action à froid sur les carbonates secs ; ceux de potasse, soude, baryte et lithine peuvent être décomposés à une température élevée par l'hydrogène, le carbone, le phosphore et le bore, qui s'emparent de la totalité ou d'une partie de l'oxygène de l'acide carbonique, et donnent naissance à des produits divers. Le chlore, le brôme, l'iode, le soufre et le sélénium agissent à une haute température sur l'oxyde de ces carbonates fixes au feu, déplacent l'acide carbonique, ainsi que l'oxygène de la base, et s'unissent au métal en donnant des produits qui varient suivant la nature du métalloïde. — Il n'y a que les carbonates de potasse, de soude, de lithine et d'ammoniaque qui soient solubles dans l'eau ; ceux qui sont naturellement insolubles peuvent cependant se dissoudre à la faveur d'un excès d'acide. — L'ordre suivant lequel les bases salifiables tendent à se combiner avec l'acide carbonique est le suivant : chaux et strontiane, baryte, lithine, potasse et soude, etc. — Les carbonates sont décomposés par tous les acides ; il se produit alors une effervescence due au dégagement de l'acide carbonique.

La *composition* des carbonates neutres est telle que la quantité d'oxygène de l'acide est à celle de la base : : 2 : 1. Ces sels sont formés d'un atome de base et de deux atomes d'acide.

Préparation. Tous les carbonates étant insolubles, à l'exception des quatre que j'ai nommés, peuvent s'obtenir par voie de double décomposition.

Caractères distinctifs. Les carbonates solubles ou insolubles ont pour caractè-

res de produire une vive effervescence, sans vapeurs ni odeur sensible, quand on les traite par l'acide sulfurique; ceux qui sont solubles précipitent l'eau de chaux, l'eau de baryte et l'eau de strontiane en flocons blancs, solubles avec effervescence par l'addition de quelques gouttes d'acides azotique ou chlorhydrique. — Leur solution ramène au bleu le tournesol rougi par les acides et verdit le sirop de violettes.

Les Bi-carbonates sont des sels dans lesquels la proportion d'oxygène de l'acide est à celle de la base : : 4 : 1; ils sont par conséquent formés d'un atome de base pour quatre atomes d'acide. — On ne connaît que trois bi-carbonates susceptibles d'être obtenus à l'état solide, ce sont ceux de potasse, soude et ammoniaque. Ils présentent en général la plupart des caractères des carbonates neutres : chauffés au rouge, ils laissent dégager une partie de leur acide, et passent à l'état de carbonate neutre. — Ils sont solubles dans l'eau, mais moins que les carbonates neutres; leur solution chauffée jusqu'à l'ébullition laisse dégager une partie de l'acide carbonique, et le sel est ramené à l'état de *sesqui-carbonate*. — On les prépare en faisant passer à l'aide d'un appareil de Woolf un courant d'acide carbonique dans la solution des carbonates neutres; les bi-carbonates, moins solubles, se déposent à mesure qu'ils se forment.

Outre les trois bi-carbonates qui viennent d'être nommés, plusieurs carbonates neutres peuvent se transformer en bi-carbonates en présence de l'eau, d'un excès d'acide, et sous l'influence d'une augmentation de pression. Le bi-carbonate de magnésie peut seul exister en solution dans l'eau à l'air libre; mais aussitôt qu'on cherche à l'obtenir solide, il se décompose en acide carbonique qui se dégage et en carbonate qui se précipite. Ce caractère permet de distinguer les bi-carbonates des carbonates neutres : en effet, les premiers ne précipitent pas la solution de sulfate de magnésie, et les seconds la précipitent en blanc.

Genre phosphate

Ce genre comprend cinq variétés, savoir : des *phosphates neutres*, des *sesqui-phosphates*, des *bi-phosphates*, des *phosphates sesqui-basiques* et des *phosphates bi-basiques*.

Les phosphates *neutres* sont indécomposables au feu, à l'exception de ceux des deux dernières sections et celui d'ammoniaque. Lorsqu'on calcine les phosphates des deux premières sections avec du charbon, ce corps les décompose en partie, s'empare de l'oxygène de l'acide et de la base, et se transforme en acide carbonique et en oxyde de carbone; le phosphore s'unit au métal pour former un phosphure qui souvent reste uni à un peu de sous-phosphate. Il n'y a donc qu'une partie de l'acide phosphorique qui soit décomposée; et il s'en décompose d'autant moins que l'acide a plus d'affinité pour l'oxyde auquel il est uni. Mais si l'opération se fait avec un phosphate des quatre dernières sections, tout l'acide phosphorique est décomposé par le charbon, et l'on obtient un phosphure métallique, si la température n'est pas assez élevée pour s'opposer à la combinaison du métal avec le phosphore. — L'action des autres métalloïdes sur les phosphates a été peu étudiée. — L'eau ne dissout que cinq phosphates neutres, ceux de potasse, soude, ammoniaque, magnésie et lithine, et encore ce dernier ne s'y dissout-il qu'en petite quantité. Les phosphates insolubles deviennent solubles en présence d'un excès d'acide phosphorique qui les transforme en sesqui-sels ou en bi-sels; un autre acide minéral, en s'emparant d'une partie de la base du phosphate, produit le même effet et le rend également soluble. — Les acides chlorhydrique et fluorhydrique possèdent aussi la propriété de dissoudre les phosphates; mais les autres hydracides, tout en opérant la décomposition de ces sels, donnent souvent lieu à la formation de composés binaires insolubles. — Les bases qui paraissent tenir le premier rang sous le rapport de leur affinité pour l'acide phosphorique sont la baryte, la strontiane et la chaux; viennent ensuite la potasse et la soude, puis l'ammoniaque et la magnésie.

Dans les phosphates neutres, la quantité d'oxygène de l'acide est à la quantité d'oxygène de l'oxyde : : 5 : 2. — La *préparation* des phosphates de soude, de potasse, se fait en versant les carbonates de ces bases dans une solution de phosphate acide de chaux. — Tous les phosphates insolubles se préparent par double décomposition en versant une solution de phosphate de soude dans la solution saline dont on veut faire absorber l'oxyde par l'acide phosphorique; toutefois, après la précipitation du phosphate insoluble,

on trouve une certaine quantité de phosphate acide dans la liqueur, ce qui provient indubitablement de la transformation du phosphate neutre en phosphate sesqui-basique et en sesqui-phosphate.

Caractères dictinctifs. Tous les phosphates insolubles peuvent devenir solubles en présence de l'acide phosphorique ou d'un acide minéral susceptible de leur enlever une partie de base, et de les faire passer à l'état de phosphate acide : ces sels ne développent aucune odeur par l'acide sulfurique ; leur solution est précipitée en blanc par l'eau de chaux, l'eau de baryte ou de strontiane et l'azotate de baryte ; ce précipité se dissout promptement par l'addition de quelques gouttes d'acide azotique ; traité par l'azotate d'argent, elle donne un précipité jaune serin de phosphate d'argent. —Je ne donnerai pas ici les caractères du genre *pyro-phosphate*, parce qu'il est peu important.

Genre phosphite.

Les phosphites sont tantôt neutres, tantôt acides, tantôt basiques. Projetés sur les charbons ardents, ils donnent une flamme jaune plus ou moins intense. Chauffés en vases clos, ils laissent dégager du gaz hydrogène phosphoré, une petite quantité de phosphore, et ils se transforment en sous-phosphates — Les phosphites de potasse, soude et ammoniaque, sont déliquescents et très-solubles ; ceux de baryte et de strontiane ne peuvent exister à l'état neutre qu'en solution dans l'eau ; lorsqu'on veut les obtenir cristallisés, ils se transforment en sous-phosphites insolubles et en phosphites acides qui restent dissous. — Les phosphites neutres de baryte, de chaux, de potasse, soude, protoxyde de fer, chrôme, antimoine, bismuth, etc., se transforment en phosphates neutres, quand on les chauffe, et laissent dégager de l'hydrogène pur. — L'air ne fait éprouver aucune altération aux phosphites à la température ordinaire — Le chlore, le brôme et l'iode les font passer à l'état de phosphate par l'intermède de l'eau ; l'acide azotique produit le même effet à l'aide de la chaleur.

Dans les phosphites neutres, le rapport de l'oxygène de l'acide à celui de la base est : : 3 : 2. — On les prépare, soit en combinant directement l'acide phosphoreux avec les bases, soit par la voie de double décomposition.

Genre hypo-phosphite.

Les hypo-phosphites ont été peu étudiés. — Projetés sur les charbons ardents, ils se comportent comme les phosphites, produisent une flamme jaune et passent à l'état de phosphates.—Chauffés en vases fermés, ils laissent presque tous dégager du gaz hydrogène perphosphoré spontanément inflammable, et ils donnent pour résidu un phosphate coloré en jaune rougeâtre par un peu d'oxyde rouge de phosphore, ou en brun par un phosphure. — Quelques hypophosphites donnent par la chaleur du gaz hydrogène proto-phosphoré, qui n'est point spontanément inflammable ; et alors le résidu renferme un excès d'acide phosphorique. — Tous les hypo-phosphites sont solubles dans l'eau ; un grand nombre d'entr'eux sont déliquescents ; celui de potasse est même plus déliquescent que le chlorure de calcium.—L'air et l'oxygène les transforment en bi-phosphates, mais ce changement se produit avec lenteur. — L'acide azotique produit le même effet beaucoup plus vite, mais à chaud ; le chlore agit de la même manière en décomposant l'eau et se transformant en acide chlorhydrique. Tous les hypo-phosphites décolorent subitement le sulfate rouge de bioxyde de manganèse et précipitent de leur dissolution l'or, l'argent et le mercure, à l'état métallique. — On les obtient directement en combinant l'acide avec la base.

Genre sulfate.

Exposé à l'action du calorique, les sels de ce genre se comportent de diverses manières, les sulfates de la première section et celui de magnésie restent indécomposables, parce que dans ces sels l'oxyde a une telle affinité pour l'acide, que cette affinité ne peut être vaincue par la chaleur. Les sulfates des autres sections sont généralement décomposables par le feu ; l'acide mis en liberté se dégage en se décomposant en partie en acide sulfureux, oxygène et acide sulfurique anhydre ; l'oxyde resté libre, se comporte comme il le fait lorsqu'on l'expose seul au feu en présence du gaz oxygène ; c'est-à-dire qu'il passe à un degré supérieur d'oxydation, s'il peut absorber de l'oxygène (sulfate de protoxyde de fer) ; ou bien il se réduit en oxygène et en métal, si à cette température il ne peut conserver son oxygène (sulfate d'argent,

de mercure, etc.); ou bien enfin il ne change pas d'état, et c'est le cas le plus général. — A une température élevée le carbone décompose l'acide de tous les sulfates, ainsi que les oxydes qui appartiennent aux métaux de la première et des quatre dernières sections; il se forme de l'acide carbonique ou de l'oxyde de carbone, et un sulfure métallique, si le sel appartient à la première section, et si l'expérience se fait au dégré de la chaleur blanche (Berthier).— Au rouge cerise les mêmes sels paraissent fournir pour résidu un mélange de proto-sulfure, de per-sulfure et d'oxyde (Gay-Lussac). — Les sulfates des quatre dernières sections sont transformés par le charbon, en poly-sulfure métallique, et souvent en sulfide de carbone. Certains sulfates (alun à base de potasse, sulfate de soude, sulfate de potasse) calcinés avec du charbon ou avec une substance riche en carbone, donnent naissance à des matières spontanément inflammables à l'air, et qu'on désigne sous le nom de *pyrophores*. — L'hydrogène décompose aussi les sulfates, et fournit des produits variables. — L'action des autres métalloïdes a été peu étudiée.

Il y a un très-grand nombre de sulfates susceptibles de se dissoudre dans l'eau, quoiqu'à des degrés différents. Les sulfates tout-à-fait insolubles sont ceux de baryte, d'étain, d'antimoine, de bismuth et de plomb. — Parmi les sulfates peu solubles, on peut citer ceux de strontiane, de mercure, d'argent, de chaux, etc.; les deux premiers sont même presque insolubles. La baryte est au premier rang des bases salifiables par son affinité pour l'acide sulfurique; la strontiane est au second; viennent ensuite la potasse et la soude, puis la chaux, l'ammoniaque et la magnésie. — La baryte précipite tous les sulfates solubles. — Les sulfates sont généralement indécomposables par les acides à la température ordinaire; cependant quelques-uns d'entr'eux sont décomposés par les acides sulfhydrique, sélénhydrique, etc. Mais à une chaleur rouge, tous les sulfates sont décomposés par les acides borique, phosphorique et silicique.

La *composition* des sulfates neutres est telle que la quantité d'oxygène de l'acide est à celle de l'oxyde :: 3 : 1. — On les prépare soit en traitant les oxydes ou les carbonates par l'acide sulfurique, soit par double décomposition, soit en traitant le métal par l'acide sulfurique à froid par l'intermède de l'eau (fer, zinc) ou à chaud sans eau, soit enfin en grillant certains sulfures naturels.

Caractères distinctifs. Traités par l'acide sulfurique, les sulfates ne laissent dégager ni vapeur ni odeur; leur solution traitée par l'azotate de baryte donne un précipité blanc, pulvérulent, insoluble dans tous les acides. Si le sulfate est insoluble, il faut le traiter par le carbonate de potasse ou de soude, pour le transformer en sulfate soluble, puis le soumettre à un examen convenable.

Genre hypo-sulfate.

Tous les hypo-sulfates sont décomposés à une température peu élevée; il y a formation de sulfate neutre et de gaz acide sulfureux; les hypo-sulfates neutres sont solubles dans l'eau.—Lorsqu'on traite ces sels par l'acide sulfurique étendu d'eau, l'acide hypo-sulfurique est mis en liberté sans altération; si l'acide sulfurique est concentré, ou bien si on chauffe la liqueur, l'acide hypo-sulfurique est décomposé en acide sulfurique qui reste en solution et en acide sulfureux qui se dégage. Cette propriété, jointe à la grande solubilité de ces sels, permet toujours de les reconnaître et de les distinguer des sulfates. — Dans ces sels, la quantité d'oxygène de l'acide est à celle de l'oxyde :: 5 : 2.

Tous les hypo-sulfates sont des produits artificiels : ceux de baryte, de chaux et de strontiane se préparent en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans de l'eau tenant en suspension du bioxyde de manganèse (*voyez* Acide hypo-sulfurique); les autres se préparent soit en combinant directement l'acide avec les bases, soit par la double décomposition de l'hypo-sulfate de baryte et des sulfates solubles.

Genre sulfite.

Tous les sulfites sont décomposables par la chaleur; ceux de la première section et celui de magnésie laissent dégager du soufre, et donnent pour résidu un sulfate; les autres sulfites sont convertis en acide sulfureux qui se dégage, et en oxyde métallique qui reste à l'état de pureté, ou qui se décompose lui-même suivant la manière dont il se comporte habituellement au feu. —L'air et l'oxygène transforment peu-à-peu les sulfites en sulfates: cet effet se produit d'autant

plus vite que le sel est plus soluble ; une légère élévation de température favorise l'action. Dans cette transformation, l'état de saturation ne change pas; si le sulfite était neutre, le sulfate qui se produit est neutre aussi (Gay-Lussac). — Les métalloïdes n'agissent pas à la température ordinaire sur les sulfites secs; mais lorsque ces sels sont dissous dans l'eau, le chlore, le brôme et l'iode les convertissent en sulfates en se transformant eux-mêmes en acides chlorhydrique, brômhydrique et iodhydrique. Il est évident que dans ce cas il y a décomposition de l'eau, combinaison de l'hydrogène avec le métalloïde, et de l'oxygène avec l'acide sulfureux. — Les sulfites de potasse, soude, lithine et ammoniaque sont solubles dans l'eau ; les autres sont insolubles ou peu solubles. — Les acides sulfurique, arsénique, phosphorique, chlorhydrique décomposent les sulfites avec effervescence et dégagement d'acide sulfureux, reconnaissable à son odeur particulière; cet effet se produit même à la température ordinaire ; l'acide azotique est décomposé par eux à chaud, il leur cède une partie de son oxygène et les transforme en sulfates.

Dans les sulfites, la quantité de l'oxygène de l'acide est à celui de l'oxyde : : 2 : 1. La *préparation* de tous les sulfites insolubles se fait par double décomposition ; ceux qui sont solubles se préparent en unissant l'acide, soit avec l'oxyde pur, soit avec la base carbonatée. Cette opération se fait en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans une suite de flacons de Woolf contenant, le premier un peu d'eau pour laver le gaz, le second du carbonate de potasse dissous dans deux fois et demie son poids d'eau, le troisième du carbonate de soude en solution dans deux fois son poids d'eau, le quatrième de l'ammoniaque pure et concentrée, et enfin le cinquième de l'eau destinée à absorber l'excès de gaz.

Caractères distinctifs. Traités par l'acide sulfurique, les sulfites font effervescence et dégagent une odeur vive d'acide sulfureux. Leur solution présente le même caractère et reste parfaitement transparente, ce qui les distingue des hypo-sulfites.

Genre hypo-sulfite.

Ces composés, que l'on désignait autrefois sous le nom de *sulfites sulfurés*, sont aussi décomposables par la chaleur ; mais moins facilement que les sulfites; l'air est à peu près sans action sur eux; quelques-uns sont solubles et cristallisables. — Les acides minéraux les décomposent, et en séparent l'acide hypo-sulfureux, qui, aussitôt qu'il est libre, se décompose lui-même en acide sulfureux qui se dégage et en soufre. Le même effet est produit dans la solution des hypo-sulfites; mais alors le soufre forme un précipité blanc jaunâtre. Ce caractère ne permet pas de confondre ces sels avec les sulfites.

Les hypo-sulfites contiennent deux fois autant de soufre que les sulfites (Gay-Lussac). — Les hypo-sulfites de potasse, soude et ammoniaque se préparent en faisant bouillir les sulfites de ces bases avec de la fleur de soufre, ou bien en mêlant de la fleur de soufre avec la solution de ces sulfites, et y faisant passer un courant de gaz acide sulfureux; les hyposulfites de baryte et de strontiane s'obtiennent en mettant leurs sulfures métalliques dans l'eau.

Genre séléniate.

Les sels de ce genre ont été fort peu étudiés ; ceux qui sont à base de potasse, soude, ammoniaque et cuivre sont solubles ; les autres sont insolubles ou peu solubles ; les séléniates alcalins projetés sur les charbons ardents se décomposent et font brûler ces charbons avec vivacité. — Traités par l'acide chlorhydrique bouillant, les séléniates donnent lieu à un dégagement de chlore, par suite de la décomposition de l'acide sélénique par l'hydrogène de cet hydracide, et sa transformation en acide sélénieux, qui peut lui-même être décomposé par l'acide sulfureux et laisser précipiter du sélénium. Lorsqu'on mêle ces sels avec du chlorhydrate d'ammoniaque, et que l'on chauffe le mélange, il se forme un sublimé rouge de sélénium réduit.

Les séléniates ont généralement beaucoup d'analogie avec les sulfates; ces deux genres de sels sont isomorphes; leur composition est identique. On prépare le séléniate de potasse en chauffant du sélénium avec de l'azotate de potasse; les séléniates insolubles s'obtiennent par double décomposition ; les séléniates solubles peuvent être préparés par l'union directe de l'acide avec la base simple ou carbonatée.

GENRE SÉLÉNITE.

Il existe plusieurs variétés de ce genre, savoir : des *sélénites neutres*, des *bi-sélénites*, des *quadri-sélénites* et des *sous-sélénites* qui n'ont pas encore été analysés. Les sélénites des quatre premières sections sont indécomposables au feu ; les autres sont décomposables en acide sélénieux qui se volatilise sans altération, et en oxyde qui se réduit au degré de la chaleur rouge ; le carbone décompose tous les sélénites, s'empare de leur oxygène pour former de l'acide carbonique ou de l'oxyde de carbone, et laisse pour résidu un séléniure métallique pur, ou mêlé à un peu d'oxyde non réduit ; quelquefois un peu de sélénium est mis en liberté et se sublime. — Tous les bi-sélénites et les quadri-sélénites sont solubles dans l'eau ; parmi les sélénites neutres, il n'y a que ceux de potasse, soude et ammoniaque qui puissent s'y dissoudre. — L'acide sulfurique décompose les sélénites à la température ordinaire, s'empare de la base, et met l'acide sélénieux en liberté ; le même effet est produit à chaud par les acides phosphorique, borique et arsénique.

Dans les sélénites neutres, le rapport de l'oxygène de l'acide à celui de l'oxyde, est : : 2 : 1 ; avec cette donnée, il est facile de voir quelle est la composition des sélénites acides. — Les sélénites neutres de potasse et de soude se préparent par combinaison directe ; les autres par voie de double décomposition.

GENRE CHLORATE.

Tous les chlorates sont décomposés à une température peu élevée, et transformés en oxygène et en chlorures métalliques, excepté ceux de la seconde section, qui, dans leur décomposition par le feu, fournissent de l'oxygène, du chlore et de l'oxyde ; il est évident que dans le premier cas l'oxygène qui se dégage provient de l'acide chlorique et de l'oxyde métallique. A une température élevée, les chlorates, en se décomposant, brûlent tous les corps combustibles, excepté le sélénium, le chlore, le brôme, l'iode, l'azote et les métaux de la dernière section ; cette combustion s'opère même pour plusieurs corps, à la température ordinaire, sous l'influence d'un choc subit ; voilà ce qui se fait remarquer avec les mélanges de chlorate de potasse et de soufre, de charbon, de matière végétale sèche, de phosphore ou de sulfure d'arsénic, sulfure d'antimoine, etc. C'est à ces mélanges que l'on donne le nom de *poudres fulminantes par le choc*. Il y a des précautions à prendre pour faire ces mélanges sans courir de danger ; on prend environ trois parties de chlorate et une partie du corps combustible, on les triture séparément, puis on les mêle doucement avec les barbes d'une plume ; quand on veut les faire détonner, on en met une pincée sur une enclume, et on frappe dessus un coup de marteau assez fort. Dans cette décomposition, il se forme des produits gazeux qui s'échappent instantanément et font entrer fortement les molécules d'air en vibration. — Tous les chlorates sont solubles dans l'eau à l'exception de celui de protoxyde de mercure. — Les acides minéraux les décomposent, mais à des températures diverses et en donnant des résultats variables. En général, les oxacides, tels que les acides sulfurique phosphorique et azotique, s'emparent d'une partie de la base, et mettent en liberté l'acide chlorique qui se décompose ; mais les produits de cette décomposition sont différents suivant que le mélange d'acide et de sel est élevé rapidement à la température de + 100°, ou chauffé lentement et à une douce chaleur ; dans le premier cas, il se forme un hyper-chlorate, et il se dégage un mélange d'oxygène et de chlore ; dans le second cas, il se dégage beaucoup d'oxyde de chlore, très-peu de chlore et d'oxygène, et il se forme également un hyper-chlorate (*voyez* OXYDE DE CHLORE et ACIDE HYPER-CHLORIQUE).

Dans les chlorates neutres, l'oxygène de l'acide est à celui de la base : : 5 : 1. On les prépare en faisant passer un excès de gaz chlore à travers leurs bases dissoutes ou délayées dans l'eau. Il se forme ordinairement deux produits ; un chlorate peu soluble et qui cristallise, et un chlorure métallique, qui reste en solution ; les cristaux sont ensuite séparés et purifiés. Ce procédé s'emploie surtout pour la préparation des chlorates de potasse, soude, strontiane et baryte ; les autres se forment par la combinaison directe de l'acide et de la base.

Caractères distinctifs. Quand on projette un chlorate sur les charbons, il fuse, scintille vivement, et active la combustion comme le fait le nitre ; traités par les acides sulfurique ou chlorhydrique, ces sels sont colorés en jaune et laissent dégager une forte odeur de chlore ; leur

solution ne précipite ni l'azotate d'argent, ni l'azotate de baryte.

Genre hyper-chlorate.

Les hyper-chlorates soumis à l'action du feu en vases fermés se décomposent et donnent les mêmes produits que les chlorates, toutefois avec une quantité plus considérable d'oxygène. Quand on les projette sur des charbons ardents, ils fusent, scintillent et activent la combustion. — Ils sont tous solubles ; tous sont déliquescents, excepté ceux de potasse, protoxyde de plomb, protoxyde de mercure et ammoniaque. — Traités par l'acide sulfurique, ils sont décomposés sans altération de l'acide hyper-chlorique, et, par conséquent, sans coloration. — Dans ces sels, le rapport de l'oxygène de l'acide est à celui de l'oxyde :: 7 : 1.

Genre hypo-chlorite.

On donne le nom d'*hypo-chlorites* aux composés que l'on désignait, il y a peu de temps encore, sous les noms de *chlorures d'oxydes*, et que l'on forme en faisant passer du chlore gazeux sur certains hydrates, tels que les hydrates de chaux, de baryte, de potasse, de soude, etc. Dans cette opération, il y a décomposition d'une partie de l'oxyde, formation d'acide hypo-chloreux par suite de l'union du chlore avec l'oxygène que lui fournit l'oxyde, combinaison de cet acide avec la base non décomposée, et enfin union d'une partie du chlore avec le métal qui provient de la réduction de l'oxyde. Le résultat de cette réaction est donc un mélange d'hypo-chlorite et de chlorure métallique. Jusqu'à présent il avait été impossible de séparer les hypo-chlorites des chlorures ; aussi ne connaissait-on les propriétés de ces sels qu'à l'état de mélange avec les chlorures. Les travaux récents de M. Balard ayant démontré la possibilité d'obtenir l'acide hypo-chloreux pur et isolé de ses bases, on a pu combiner directement cet acide aux oxydes métalliques, et former des sels exempts de tout mélange, et dont on a pu étudier les véritables caractères.

Suivant M. Balard, les hypo-chlorites des bases puissantes (potasse, soude, chaux) ont la même odeur et la même couleur que les prétendus chlorures d'oxydes qui leur correspondent. Tous sont solubles ; lorsqu'ils sont un peu acides, ils détruisent la couleur du tournesol et généralement toutes les matières colorantes organiques, et ils jouissent de propriétés désinfectantes comme le chlore ; on ne peut se rendre compte de ces propriétés qu'en admettant qu'ils laissent dégager du chlore quand on les traite par un acide, et que c'est ce chlore qui désinfecte et décolore en s'emparant de l'hydrogène de la matière organique, et *rendant l'oxygène de cette matière en excès* par rapport aux autres éléments ; lorsque les hypo-chlorites agissent sans l'intermédiaire d'un acide, ils paraissent modifier la matière organique, non plus en absorbant son hydrogène par leur chlore, puisque celui-ci ne peut se dégager, mais bien en *fournissant à cette matière un excès d'oxygène* provenant de la décomposition de l'acide et de la base, et de la transformation de l'hypo-chlorite en chlorure métallique. — Les hypo-chlorites sont décomposés par une température peu élevée, la lumière solaire et souvent même la lumière diffuse ; ils sont également décomposés par un courant de gaz acide carbonique qui en chasse l'acide hypo-chloreux. — Ils brunissent une lame d'argent en produisant à sa surface une couche de chlorure d'argent.

La plupart des hypo-chlorites se préparent directement ; mais il faut que l'acide soit versé sur la base par petites portions, et en quantités insuffisantes pour la saturation complète ; il faut également tenir le flacon plongé dans l'eau froide, et agiter le mélange jusqu'à ce que la combinaison soit achevée.

Genre brômate.

Les brômates ont été peu étudiés. — Ceux que l'on connaît sont tous décomposés par le feu, en donnant les mêmes produits que les chlorates. — Projetés sur les charbons ardents, ils scintillent et activent la combustion comme les chlorates, mais moins vivement ; ils sont généralement peu solubles dans l'eau ; ceux qui sont solubles sont décomposés par les acides chlorhydrique, sulfhydrique et sulfureux, qui en dégagent le brôme. — Leur composition est identique à celle des chlorates. — On les prépare directement par l'union de l'acide à la base ; les brômates alcalins peuvent, en raison de leur peu de solubilité, être obtenus par l'action directe du brôme sur les alcalis.

Caractères distinctifs. La fusion, la scintillation sur les charbons ardents, l'action des acides sulfhydrique et sulfureux qui mettent le brôme en liberté, l'action de l'acide sulfurique qui, à chaud, produit le même effet, le précipité que

leur solution forme avec la solution d'azotate d'argent, ne permettent pas de confondre ces sels avec les autres.

Genre iodate.

Tous les iodates sont décomposés par la chaleur ; presque tous laissent dégager de l'oxygène et de l'iode ; les autres donnent de l'oxygène seulement, et laissent pour résidu fixe un iodure. Il n'y en a qu'un petit nombre qui fusent sur les charbons ardents ; ils sont généralement insolubles ou peu solubles dans l'eau. Le charbon, le soufre, le phosphore et les autres corps combustibles, très-avides d'oxygène, les décomposent. — Les acides sulfureux et sulfhydrique produisent rapidement le même effet et mettent l'iode en liberté ; celui-ci se précipite sous forme d'une poudre noire qui peut être dissoute par un excès d'acide sulfureux, par suite de la décomposition de l'eau et de la formation d'acides sulfurique et iodhydrique. — Les acides minéraux saturés d'oxygène décomposent les iodates sans effets apparents, à froid ; mais à chaud, il y a dégagement de vapeurs violettes provenant de la décomposition de l'acide iodique.

La composition des iodates est identique à celle des chlorates et des brômates. On les prépare, soit par voie de double décomposition, soit en combinant directement l'acide iodique aux bases ; les iodates de potasse et de soude peuvent être préparés en traitant la solution des carbonates de ces bases par l'iode ; il se forme un iodure et un iodate.

Caractères distinctifs. Les iodates donnent avec l'acide sulfureux employé avec précaution un précipité brun-noirâtre qui laisse dégager des vapeurs violettes lorsqu'on le chauffe. — L'azotate d'argent, versé dans la solution des iodates, produit un précipité blanc, insoluble dans l'eau, dans les acides et *même dans l'ammoniaque.*

Genre azotate.

Tous les azotates se décomposent lorsqu'on les expose à une température élevée, en fournissant des produits variables ; les uns laissent d'abord dégager de l'oxygène, et se transforment en azotites, et, à une chaleur plus élevée, fournissent de l'oxygène, du gaz azote, de l'acide hypo-azotique, et laissent l'oxyde métallique pour produit fixe ; les azotates de potasse et de soude se comportent de cette manière. Les azotates dont la décomposition est facile dégagent immédiatement de l'oxygène et de l'acide hypo-azotique, et laissent en liberté leur oxyde, qui ne change pas d'état, ou se suroxyde, ou bien se décompose complètement, suivant le métal auquel il appartient. — Enfin, lorsque l'acide azotique est combiné à un oxyde ayant très-peu d'affinité pour lui, et que le sel contient de l'eau, cet acide peut être vaporisé sans décomposition. — Les corps combustibles, avides d'oxygène, décomposent les azotates à une température plus ou moins élevée, s'emparent de l'oxygène, et donnent naissance à des produits qui varient selon la nature du corps combustible et de l'azotate, la température à laquelle on opère, et la quantité relative de chacun des corps. Si le corps combustible a peu d'affinité pour l'oxygène, l'acide azotique passe à l'état de bioxyde d'azote, ou d'acide hypo-azotique ; il est au contraire complètement décomposé, si l'affinité du corps combustible pour l'oxygène est grande ; si le corps combustible passe à l'état d'acide, il peut se combiner à la base de l'azotate, etc. — Les métaux des quatre premières sections peuvent décomposer les azotates à l'aide de la chaleur, et se transformer soit en acides qui s'unissent à la base de l'azotate (arsénic, antimoine, chrôme, etc.), soit en oxydes qui restent mélangés à la base. — Tous les azotates sont solubles dans l'eau. — La potasse et la soude tiennent le premier rang parmi les bases métalliques par leur affinité pour l'acide azotique ; viennent ensuite la lithine, la baryte et la strontiane, la chaux, l'ammoniaque, la magnésie, etc. — Il est plusieurs acides minéraux qui décomposent les azotates, soit à froid, soit à chaud, s'emparent de la base, et mettent l'acide en liberté : tels sont les acides sulfurique, phosphorique et arsénique, fluorhydrique, etc. Traités par l'acide chlorhydrique, les azotates sont également décomposés ; mais à mesure que l'acide azotique est mis à nu, il réagit sur l'acide chlorhydrique et le décompose en se décomposant lui-même ; il en résulte de l'eau, du chlore et de l'acide hypo-azotique.

La composition des azotates neutres est telle que l'oxygène de l'acide est à celui de la base :: 5 : 1. — On prépare ces sels en faisant agir l'acide azotique, soit sur les métaux (cadmium, zinc,

bismuth, cuivre, plomb, argent, mercure, fer), soit sur les sulfures (baryte, strontiane), soit enfin sur les oxydes ou les carbonates (tous les autres azotates); ceux de potasse ou de soude sont ordinairement extraits du sein de la terre par des procédés qui seront détaillés plus loin.

Caractères distinctifs. Les azotates se comportent comme les chlorates, quand on les projette sur des charbons; ils scintillent et activent plus ou moins vivement la combustion. Traités par l'acide sulfurique, il répandent, même à froid, des vapeurs blanchâtres et acides, qui deviennent bien plus manifestes, quand on expose à leur contact un tube de verre mouillé avec de l'ammoniaque liquide (il se forme alors de l'azotate d'ammoniaque). En mêlant dans une petite fiole, l'azotate pulvérisé, de la tournure de cuivre, de l'acide sulfurique, et chauffant le tout, il y a production de vapeurs rutilantes d'acide hypo-azotique, qui proviennent de la décomposition par le cuivre, de l'acide azotique que l'acide sulfurique met en liberté.

Genre hypo-azotite.

Les sels de ce genre ont été peu étudiés; l'air atmosphérique est sans action sur eux à la température ordinaire; mais à la température de + 100° il les fait passer, à l'aide de son oxygène, à l'état d'azotate ou de sous-azotate. Tous les hypo-azotites connus sont solubles. — Tous les acides minéraux, à l'exception de l'acide carbonique, décomposent les hypo-azotites, et dégagent l'acide hypo-azoteux de sa combinaison : or, comme cet acide ne peut exister à l'état de liberté, il se décompose immédiatement en acide azotique, et en bioxyde d'azote, qui absorbe aussitôt l'oxygène de l'air, et forme des vapeurs rutilantes d'acide azoteux. — Mis en contact avec les charbons ardents, ils scintillent et activent la combustion. — La quantité d'oxygène de l'acide est à celle de l'oxyde dans ces sels, :: 3 : 1.

Pour terminer l'histoire générale des différents genres d'oxy-sels, il me resterait à donner les caractères de ceux qui sont formés par quelques acides métalliques, tels que les acides *arsénieux*, *arsénique*, etc.; mais il serait peu logique de faire connaître les propriétés de ces genres, avant d'avoir décrit les acides qui les constituent. Leur histoire trouvera naturellement sa place à la suite de celle de ces acides.

Les caractères généraux des *sels haloïdes* ayant été examinés dans le chapitre précédent aux articles *chlorure*, *iodure*, *brômure*, etc. Je n'ai pas à y revenir ici.

CHAPITRE V.

Histoire des différentes combinaisons des métaux.

Je passerai sous silence les combinaisons de plusieurs métaux qui n'offrent aucune application utile, et par conséquent aucun intérêt à la médecine. Ces combinaisons sont celles des métaux suivants : le lithium, l'yttrium, le cadmium, le cobalt, le nickel, le glucynium, le molybdène, le vanadium, le tungstène, le colombium, le titane, le tellure, l'urane, le cérium, l'osmium, le rhodium, l'iridium et le palladium.

§ Ier. *Combinaison du potassium.*

A. *Potassium et oxygène.* Le potassium se combine en deux proportions avec l'oxygène et forme un protoxyde et un peroxyde. — M. Berzélius admet un troisième composé qu'il désigne sous le nom de *sous-oxyde*, et que l'on obtient en chauffant un mélange d'une partie de potassium et de 1, $\frac{1}{5}$ d'hydrate de protoxyde, à une température qui ne doit pas dépasser 300°. Sa composition n'a pas encore été déterminée.

Protoxyde de potassium.

Cet oxyde existe dans la nature à l'état de combinaison avec un grand nombre d'acides : on l'obtient à l'état de pureté en calcinant ensemble une partie de peroxyde de potassium avec deux parties de ce métal; ou bien en faisant agir le gaz oxygène desséché sur le métal coupé en lames minces; il faut éviter le contact de l'air qui contient de l'acide carbonique, et de l'humidité qui transformerait l'oxyde en hydrate

Propriétés. Cet oxyde est blanc, très-caustique, plus pesant que le potassium; il verdit fortement le sirop de violettes, et ramène au bleu le tournesol rougi par les acides; mis en contact avec l'air, il en attire l'humidité, et l'acide carbonique, et se transforme en hydrate, puis en carbonate déliquescent. — Exposé à

l'action du calorique à l'air libre, il entre en fusion à la température rouge; si la chaleur est plus élevée, il passe à l'état de peroxyde de potassium, qui ne tarde pas à être décomposé par l'acide carbonique. Lorsque la calcination se fait dans du gaz oxygène pur, il ne se forme que du peroxyde.—Le protoxyde de potassium se dissout dans l'eau avec dégagement de chaleur, et se transforme en *hydrate*.— Il a une très-grande affinité pour les acides, et il décompose une grande partie des sels des autres espèces, en se substituant aux oxydes et mettant ceux-ci en liberté.

Composition. La détermination de la quantité des principes constituants du protoxyde de potassium peut très-bien se faire en dissolvant un poids donné de potassium dans l'eau, et recueillant l'hydrogène qui se dégage. Connaissant le volume de ce gaz, on connaît également celui de l'oxygène qui s'est combiné au potassium, puisque l'on sait que tous deux proviennent de la décomposition de l'eau, et que ce liquide est formé de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxygène. — Connaissant le volume de ce dernier, on en déduit facilement son poids, après avoir ramené par le calcul ce volume à ce qu'il serait sous la pression de $0^m 76$ et à la température de zéro. D'après M. Berzélius, le protoxyde de potassium est formé d'un atome de potassium 489,92, + 1 atome d'oxygène, 100 = KO.

Uni à l'eau, le protoxyde de potassium forme la *potasse*, dont je vais maintenant m'occuper.

Hydrate de protoxyde de potassium (*potasse*).

Le protoxyde de potassium est tout-à-fait sans usages; mais, combiné à l'eau ou à l'état d'hydrate, il a des usages très-nombreux.

Préparation. On prend une partie d'azotate de potasse et deux parties de bi-tartrate de potasse que l'on pulvérise, et que l'on mêle intimement; on les projette ensuite dans une chaudière de fonte rougie au feu; aussitôt que ces deux sels sont exposés à cette température, ils se décomposent avec scintillation, noircissent, laissent dégager une odeur de caramel et une fumée blanche; les éléments de l'acide tartrique, savoir l'oxygène, l'hydrogène et le carbone, et ceux de l'acide azotique, qui sont l'oxygène et l'azote, réagissent les uns sur les autres et donnent naissance à de l'eau et à différents autres produits, parmi lesquels se trouve une grande quantité d'acide carbonique, qui se combine à toute la potasse de l'azotate et du tartrate. Le produit fixe est donc du carbonate de potasse mêlé à l'excès de carbone. — Ce mélange est ensuite délayé dans douze ou quinze fois son poids d'eau, avec son poids de chaux vive; on fait bouillir le tout ensemble dans la chaudière qui a servi à la première opération, et l'on a soin de remplacer l'eau à mesure qu'elle s'évapore, et de remuer fréquemment la masse avec une spatule de fer; la chaux se divise et ne tarde pas à réagir sur le carbonate de potasse, et à le décomposer, par suite de son affinité pour l'acide carbonique; il en résulte du carbonate de chaux insoluble et de l'hydrate de potasse qui reste en solution dans l'eau. Au bout d'une heure environ, la décomposition du carbonate de potasse est complète; on s'en assure en filtrant une petite quantité de la liqueur, et la traitant par l'eau de chaux qui ne doit plus y faire de précipité. — Arrivé à ce point, on jette toute la masse liquide sur une toile tendue sur un carrelet, et on recueille le liquide qui la traverse, en rejetant sur le filtre les premières portions, qui sont toujours un peu troubles. Le liquide qui passe tient en solution la potasse entièrement ou presqu'entièrement décarbonatée, ainsi qu'une petite quantité de chaux; la toile retient le carbonate de chaux qui s'est formé, et l'excès de chaux; on lave ce dépôt à l'eau bouillante pour dissoudre la portion de potasse qui peut être retenue par les substances calcaires; on réunit les eaux de lavage au liquide filtré, et on fait évaporer le tout à grand feu dans une bassine bien propre; lorsque, malgré l'élévation de température, la matière n'entre plus en ébullition, et se trouve en fusion tranquille, on la fait refroidir brusquement en plongeant l'extérieur de la bassine dans de l'eau; la potasse se prend en masse solide qui se moule en plaques plus ou moins épaisses dans l'intérieur de la bassine. On concasse cette masse et on l'introduit dans des flacons à larges goulots bouchés à l'émeri. La potasse obtenue à l'aide du procédé qui vient d'être décrit est connue sous le nom de *potasse caustique à la chaux* : elle peut servir ainsi aux besoins de la chirurgie et à certaines opérations de chimie; mais elle est impropre aux opérations délicates, car elle est impure et contient un

peu de chaux et une certaine quantité de carbonate de potasse qui s'est formée pendant l'évaporation.

Pour priver la potasse de ces substances étrangères, au lieu de la faire figer, on la traite par trois ou quatre fois son poids d'alcool à 33°, aussitôt que l'évaporation a amené la matière en consistance sirupeuse; on agite la masse avec une spatule de fer, et on introduit le tout dans des flacons de verre longs et étroits, qui doivent être laissés en repos pendant 24 heures. L'alcool dissout la potasse, et laisse la chaux et le carbonate de potasse insolubles; ces substances se déposent au fond des vases. Lorsque le dépôt est bien formé, on décante la liqueur avec un siphon amorcé avec de l'alcool, et on l'introduit dans une cornue de verre à laquelle on adapte une alonge et un récipient entouré de glace, puis on chauffe la cornue, afin de distiller l'alcool. — Quand on a retiré environ les trois quarts de ce liquide, on verse la solution de potasse dans une bassine d'argent, et on la fait évaporer à grand feu jusqu'à ce qu'elle soit en fusion tranquille; on termine ensuite l'opération comme pour la potasse à la chaux.

Ainsi obtenue, la potasse est pure, à part l'absorption d'une très-petite quantité d'acide carbonique pendant l'évaporation; on lui donne le nom de *potasse à l'alcool*.

Dans les officines, au lieu de préparer la potasse caustique à la chaux, comme je l'ai dit plus haut, on la retire fréquemment de la *potasse du commerce*, qui est un mélange de carbonate et de sulfate de potasse et de chlorure de potassium; on la fait bouillir avec de la chaux qui lui enlève l'acide carbonique; on la fait ensuite évaporer et figer comme dans les opérations précédentes. La matière que l'on obtient est par conséquent un mélange de potasse caustique, de sulfate de potasse et de chlorure de potassium. C'est à cette matière que l'on donne le nom de *pierre à cautère*.

Propriétés. L'hydrate de protoxyde de potassium est solide, blanc, très-caustique, ramène au bleu le tournesol rougi par les acides, et verdit le sirop de violettes; il fond bien au-dessous de la chaleur rouge. — Soumis au contact de l'air à la température ordinaire, il en attire l'humidité et l'acide carbonique; à une température rouge, il perd une partie de son eau, absorbe de l'oxygène et passe à l'état de peroxyde. — Le carbone le décompose à l'aide de la chaleur; à une température rouge-cerise, il forme avec les éléments de l'eau de cet hydrate de l'acide carbonique et de l'hydrogène carboné, et laisse du carbonate de potasse pour résidu; au degré de la chaleur blanche, la potasse elle-même est décomposée, et on obtient du gaz hydrogène carboné, de l'oxyde de carbone et du potassium. — La potasse est très-avide d'eau; aussi se dissout-elle dans ce liquide avec dégagement de calorique; c'est sous cet état qu'on l'emploie dans les laboratoires à titre de réactif. Cette solution ne peut cristalliser, et se prend en masse sirupeuse lorsqu'elle est concentrée.

Composition. On peut connaître la quantité d'eau que contient la potasse en unissant un poids donné de cet hydrate avec trois à quatre parties d'acide borique vitrifié; on obtient un composé qui ne retient pas d'eau; séchant et pesant le composé après l'expérience, il est facile, par la diminution du poids, de connaître la quantité d'eau qui faisait partie de la potasse. On peut arriver au même but en chauffant dans un creuset de platine dont le poids est connu une partie de potasse, trois à quatre parties de sable fortement calciné, et un peu d'eau, et en élevant peu à peu le mélange à la température rouge; l'eau se volatilise, la silice se combine à la potasse et dégage toute l'eau que contenait celle-ci. En prenant le poids du creuset après l'expérience, on peut en conclure la composition de l'hydrate; cette composition doit être représentée par un atome de protoxyde de potassium, 589, 91, et un atome d'eau, 112, 47 $= KO\,H^2\,O$.

Usages. Les chimistes emploient très-souvent la potasse comme réactif. La chirurgie profite de son extrême causticité pour établir certains exutoires (cautères), pour ouvrir des abcès froids ou accompagnés d'induration des parties voisines, pour cautériser les plaies envenimées, etc.

Peroxyde de potassium.

Il n'existe pas dans la nature; on l'obtient en chauffant le métal dans un excès de gaz oxygène, sur le mercure; ou bien en calcinant à l'air l'hydrate de potasse; mais par le dernier procédé il est rarement pur.

Propriétés. Le peroxyde de potassium est solide, jaune-verdâtre, caustique,

fusible au-dessus du rouge-brun, indécomposable par la chaleur seule, mais ramené à l'état de protoxyde par tous les corps avides d'oxygène; l'eau à la température ordinaire en dégage une partie de l'oxygène, et le ramène à l'état de protoxyde, qui se dissout.— Le peroxyde de potassium verdit le sirop de violettes, se décompose peu à peu à l'air en absorbant l'humidité et se transformant en carbonate de potasse. — Il est composé d'un atome de potassium 489, 91, et de trois atomes d'oxygène 300 = $K\ O^3$. Il est sans usage.

B. *Potassium et hydrogène.* Le potassium paraît pouvoir se combiner en trois proportions avec l'hydrogène, et former un composé solide et deux composés gazeux.

Le premier, désigné sous le nom d'HYDRURE DE POTASSIUM s'obtient quand on chauffe du potassium sur le mercure, dans une petite cloche courbe contenant de l'hydrogène; il est solide, gris, sans apparence métallique; il se décompose à l'aide de la chaleur en ses éléments; le mercure le décompose à chaud, dégage l'hydrogène et s'unit au potassium; il brûle vivement dans l'air ou l'oxygène quand on le chauffe légèrement.

Le GAZ HYDROGÈNE PER-POTASSIÉ, s'obtient, suivant M. Sementini, en traitant la potasse par le fer à une haute température, c'est-à-dire pendant l'extraction du potassium : ce gaz est incolore; il s'enflamme spontanément à l'air, et brûle en exhalant une odeur de lessive, et en se transformant en eau et en protoxyde de potassium.

Le GAZ HYDROGÈNE PROTO-POTASSIÉ est, toujours d'après M. Sementini, le résultat de l'action de l'eau sur le gaz hydrogène per-potassié, qui, sous l'influence de ce liquide, perd une partie de son potassium, et avec lui la propriété de s'enflammer spontanément à l'air. — M. Thenard pense que ces composés ne sont autre chose que de l'hydrogène tenant en suspension une quantité plus ou moins grande de potassium.

C. *Potassium et carbone.* En faisant l'extraction du potassium par la méthode de Brunner, c'est-à-dire en calcinant dans une cornue un mélange intime de charbon et de carbonate de potasse (*Voyez* POTASSIUM), il se produit un CARBURE DE POTASSIUM solide, noir, inflammable lorsqu'il est légèrement humecté, décomposant l'eau avec effervescence.

D. *Potassium et soufre.* Ces deux corps peuvent se combiner directement à l'aide de la chaleur; la réaction s'opère avec un grand dégagement de calorique. Suivant M. Berzélius, il existe au moins cinq sulfures, dans lesquels, pour une même quantité de métal, les quantités de soufre sont entre elles comme les nombres 1, 2, 3, 4 et 5.

PROTO-SULFURE DE POTASSIUM. On le prépare en décomposant dans des creusets brasqués le sulfate de potasse par le charbon; ce dernier corps s'empare de l'oxygène de l'acide et de la base du sulfate pour se transformer en oxyde de carbone; le soufre et le potassium restent unis dans les proportions nécessaires à la formation du proto-sulfure. On le prépare encore en faisant passer un courant de gaz sulfhydrique dans une quantité connue d'une solution de potasse caustique, de manière à la changer en *sulfhydrate de proto-sulfure de potassium*, et en versant ensuite dans la liqueur une quantité de solution de potasse caustique absolument égale à celle qui a été traitée par l'acide sulfhydrique obtenu par le premier procédé : ce composé est solide, mamelonné, cristallin, translucide, d'un beau rouge de chair, d'une saveur d'œufs pourris, déliquescent, soluble dans l'eau et l'alcool, facilement inflammable au contact de l'air et de l'humidité; il peut s'unir à l'acide sulfhydrique et donner lieu à un composé cristallisable dans lequel le sulfure remplit le rôle d'oxyde : ce composé, désigné autrefois sous le nom d'*hydro-sulfate de potasse*, est un *sulfo-sel.*

Le proto-sulfure de potassium en solution dans l'eau est décomposé par les acides avec dégagement de gaz sulfhydrique et sans précipitation de soufre; il est composé d'un atome de soufre 201,16 + un atome de potassium 489, 92 = $K\ S$.

BI-SULFURE DE POTASSIUM. Il se prépare en exposant à l'air la solution alcoolique de sulfhydrate de proto-sulfure de potassium, jusqu'à ce qu'elle se trouble; puis achevant l'évaporation dans le vide : dans cette opération, l'oxygène s'empare de l'hydrogène de l'acide sulfhydrique, et le soufre de cet acide s'unit au proto-sulfure pour le faire passer à l'état de bisulfure; il est solide et composé de deux atomes de soufre 402,32 + un atome de potassium 489, 92 = $K\ S^2$.

TRI-SULFURE DE POTASSIUM. On le prépare, soit en faisant passer un excès de vapeur de sulfide de carbone sur du carbonate de potasse chauffé au rouge,

soit en faisant fondre au rouge naissant un mélange de 100 parties de carbonate de potasse et de 58,22 parties de soufre; mais dans ce dernier cas il est mêlé de sulfate de potasse; il est composé de trois atomes de soufre 603, 48, et d'un atome de potassium 489, 92 = $K\ S^3$.

Quadri-sulfure de potassium. On l'obtient en faisant passer de la vapeur de sulfide de carbone sur du sulfate de potasse chauffé au rouge; il contient un atome de soufre de plus que le tri-sulfure.

Quinti-sulfure de potassium. Ce composé se prépare en faisant chauffer le carbonate de potasse avec un excès de soufre; il est connu depuis long-temps sous le nom de foie de soufre. Préparé par ce procédé, il n'est pas pur, mais il contient du sulfate de potasse dans la proportion de 19, 13 de sulfate de potasse pour 80, 87 de quinti-sulfure pur. Si l'on veut obtenir ce dernier composé exempt de sulfate, il faut chauffer un des sulfures précédents avec un excès de soufre.

Propriétés du foie de soufre. Il est solide, d'une couleur brune, déliquescent, très-soluble dans l'eau, colorant ce liquide en jaune-rougeâtre. Cette solution exposée à l'air laisse déposer les quatre cinquièmes du soufre qu'elle contient, absorbe peu à peu l'oxygène de l'air, et passe à l'état d'hyposulfite, puis de sulfite et enfin de sulfate de potasse; les acides décomposent cette solution avec dégagement d'acide sulfhydrique et précipitation du soufre.

Action sur l'économie et usages. Le foie de soufre est un stimulant très-énergique, qui peut agir comme un poison violent, lorsqu'on le donne à hautes doses. Administré convenablement, il stimule les organes, augmente la chaleur générale et les sécrétions muqueuses, et paraît agir d'une manière plus spéciale sur la peau et les poumons. On l'emploie à l'intérieur pour combattre les toux chroniques, les coqueluches opiniâtres, les maladies dartreuses, les scrofules, les rhumatismes chroniques, etc. On l'a beaucoup vanté contre le croup; mais il est loin de valoir sous ce rapport les éloges qu'on lui a donnés. — On l'emploie souvent à l'extérieur en douches, bains, etc., pour combattre les affections herpétiques, psoriques et rhumatismales. M. Orfila affirme que le *bi-sulfure de calcium*, obtenu en faisant bouillir parties égales de soufre et de chaux vive dans l'eau peut remplacer la solution de foie de soufre pour l'usage externe, et que ce médicament offre l'avantage d'être moins dispendieux.

E. *Potassium et sélénium.* Ces deux corps se combinent directement et forment un Séléniure de potassium solide, d'une couleur gris de fer, d'une cassure cristalline et radiée, d'une odeur analogue à celle du foie de soufre, soluble dans l'eau et colorant ce liquide en rouge foncé. Les acides décomposent cette solution en dégageant du gaz acide sélénhydrique et précipitant du sélénium.

F. *Potassium et phosphore.* On peut les combiner directement à l'aide d'une douce chaleur : le Phosphure de potassium que l'on obtient est solide, d'une couleur brune chocolat; il s'enflamme spontanément à l'air, décompose l'eau avec une petite explosion en donnant naissance à de l'hypo-phosphite de potasse qui reste en solution, et à du gaz hydrogène phosphoré spontanément inflammable, qui se dégage et brûle dans l'air.

G. *Potassium et chlore.* Le Chlorure de potassium existe en petite quantité dans les matériaux qui contiennent du salpêtre, ainsi que dans les végétaux, et dans quelques humeurs animales; il fait partie des potasses du commerce, de la soude de varechs, etc. On peut le préparer directement en agitant du potassium dans un flacon plein de chlore gazeux; mais on l'obtient plus économiquement en faisant agir l'acide chlorhydrique sur le carbonate de potasse : il y a dégagement d'acide carbonique, combinaison de l'acide chlorhydrique avec le protoxyde de potassium, et par conséquent formation d'eau et de chlorure de potassium. Ce composé, désigné autrefois sous le nom de *sel fébrifuge de Sylvius* (muriate de potasse) est solide, blanc, inodore, d'une saveur piquante et amère, fusible à une chaleur rouge-brun, indécomposable au feu, soluble dans 3 fois son poids d'eau froide et 2 fois son poids d'eau bouillante, cristallisable en prismes à 4 pans. Ces cristaux décrépitent au feu. — Le chlorure de potassium est composé d'un atome de potassium, 489, 92., et de deux atomes de chlore, 442, 65 = $K\ Ch^2$. — Employé autrefois en médecine comme désobstruant, digestif, etc., son usage est totalement abandonné aujourd'hui.

H. *Potassium et brôme.* Le Brômure de potassium peut se former par l'union directe de ses deux éléments. Il est solide,

cristallisé en cubes, ou en longs parallèlepipèdes rectangulaires qui décrépitent au feu et éprouvent la fusion ignée ; sa saveur est piquante ; l'eau en dissout plus à chaud qu'à froid. Il est formé d'un atome de potassium et de deux atomes de brôme = $K\,Br^2$.

I. *Potassium et iode.* Ces deux corps paraissent pouvoir se combiner en plusieurs proportions. Le PROTO-IODURE DE POTASSIUM, nommé autrefois *hydriodate de potasse*, existe naturellement dans les fucus, certaines eaux minérales ; on peut le préparer en traitant une solution de potasse par l'iode ; il se forme un iodure de potassium et un iodate de potasse ; lorsque la réaction est terminée, on évapore la liqueur à siccité, et on calcine ensuite le résidu avec du charbon qui enlève l'oxygène de l'acide iodique, ainsi que de la potasse qui lui est combinée, et qui transforme cet oxy-sel en iodure de potassium. On traite le produit de la calcination par l'eau, on filtre et on évapore pour faire cristalliser l'iodure. Pour les besoins de la pharmacie, on prépare ce sel plus économiquement en traitant le proto-iodure de fer par le carbonate de potasse. A cet effet on fait réagir l'iode sur la limaille de fer par l'intermède de l'eau chaude : il se forme d'abord un per-iodure coloré en jaune-rougeâtre, qui, par son contact avec la portion de fer non encore combinée, ne tarde pas à se décolorer et à se transformer en proto-iodure. La solution de ce composé est ensuite traitée par une solution de carbonate de potasse ; il y a double décomposition, formation de proto-iodure de potassium soluble, et de carbonate de fer insoluble qui se précipite ; on filtre la liqueur en ayant soin de laver le dépôt de carbonate de fer pour lui enlever la portion d'iodure de potassium qu'il peut contenir, et on évapore ensuite le liquide filtré et les eaux de lavage, pour faire cristalliser cet iodure.

Propriétés. Il est blanc, solide, fusible au-dessous de la chaleur rouge, susceptible de se volatiliser à une température plus élevée, et de se prendre par le refroidissement en une masse d'apparence nacrée et cristalline. Il est un peu déliquescent, soluble dans l'eau et dans l'alcool, facilement cristallisable en cubes qui ne retiennent pas d'eau de cristallisation. — La solution de cet iodure est décomposée par le chlore qui en précipite l'iode. — Cet iodure est composé d'un atome de potassium et deux atomes d'iode $K\,I^2$, ou en poids de 23,74 de potassium et de 76, 26 d'iode.

Usages. On l'emploie en médecine dans les mêmes circonstances que l'iode dont il possède toutes les propriétés, à un degré plus faible cependant (*Voyez* IODE).

Outre le corps qui vient d'être examiné, il se formerait, d'après Baup, deux autres composés d'iode et de potassium, savoir : un BI-IODURE que l'on obtiendrait en faisant macérer de l'iode dans une solution d'iodure de potassium étendue d'eau et filtrant la liqueur au bout de plusieurs heures ; et un TRI-IODURE que l'on préparerait en dissolvant l'iodure de potassium dans un poids d'eau égal au sien, faisant macérer la solution avec un excès d'iode et la filtrant. On ne peut les obtenir que dissous dans l'eau. — Ces composés connus depuis long-temps sous le nom d'*iodures iodurés de potassium* sont généralement regardés comme de simples dissolutions d'iode dans la solution d'iodure, et non pas comme des combinaisons à proportions définies.

J. *Potassium et fluor.* Le FLUURE DE POTASSIUM peut s'obtenir en saturant dans un vase d'argent ou de platine la potasse pure ou carbonatée, par l'acide fluorhydrique, puis évaporant la liqueur et calcinant le résidu pour chasser l'excès d'acide. Il est solide, déliquescent, très-soluble dans l'eau, d'une saveur piquante ; il verdit fortement le sirop de violettes ; on peut l'obtenir, mais avec difficulté, cristallisé en cubes ou en prismes à quatre pans.

K. *Potassium et azote.* L'AZOTURE DE POTASSIUM peut se préparer en chauffant le potassium dans le gaz ammoniac ; on obtient d'une part un composé vert-olivâtre, très-fusible, qui est un azoture de potassium combiné à une certaine quantité d'ammoniaque ; et d'autre part un volume d'hydrogène égal à celui que la quantité de potassium que l'on emploie fournirait en décomposant l'eau. — Pour priver l'azoture de potassium de l'ammoniaque qu'il retient, il faut le chauffer au rouge obscur. — Il est formé de trois atomes de potassium et de deux atomes d'azote = $K^3\,Az^2$.

L. *Potassium et cyanogène.* Le cyanogène et le potassium peuvent se combiner directement à l'aide de la chaleur. On prépare plus facilement le CYANURE DE POTASSIUM en chauffant du cyanure jaune de potassium et de fer (prussiate de potasse ferrugineux) dans une cornue

de grès lutée. Cette cornue est placée dans un fourneau à réverbère et fermée avec un bouchon qui laisse passer un tube recourbé, dont l'extrémité opposée va plonger un peu dans l'eau, dans le seul but de rendre sensible le dégagement du gaz. La chaleur doit être modérée au commencement, afin d'empêcher le boursouflement de la matière et la rupture de la cornue ; sur la fin de l'opération, il est nécessaire d'activer le feu, de manière à porter la température de la cornue au rouge blanc. Lorsque le dégagement des gaz a complètement cessé, l'opération est terminée. Alors on enlève l'eau, on bouche l'orifice du tube avec un peu de lut, et on laisse refroidir l'appareil. Le lendemain on brise la cornue et on trouve le produit de la réaction divisé en deux couches, une supérieure, blanche, cristalline et compacte, l'autre inférieure, noire et caverneuse. La première est composée de cyanure de potassium, et la seconde de quadri-carbure de fer provenant de la décomposition d'une partie du cyanogène et de la combinaison du carbone de ce corps avec le fer du cyanure jaune. Cette masse est aussitôt introduite dans de l'alcool absolu, qui dissout le cyanure de potassium et laisse le carbure de fer insoluble ; on filtre et on distille ensuite l'alcool pour le recueillir et obtenir le cyanure de potassium à l'état de pureté. — Ce composé est blanc, d'une saveur âcre et amère, très-soluble dans l'eau. — Chauffé en vases fermés, il entre en fusion sans se décomposer ; chauffé au contact de l'air, il se décompose incomplètement.

Propriétés médicales. Le cyanure de potassium, employé à l'intérieur, agit comme l'acide cyanhydrique, mais d'une manière beaucoup moins active ; son usage externe, préconisé par M. Lombard, de Genève, dans le traitement des névralgies de la face, a été dans ces derniers temps appliqué de la manière la plus satisfaisante au traitement de certaines céphalalgies, par un habile thérapeutiste, M. le docteur Trousseau. On l'emploie dissous dans de l'eau distillée à la dose de 8 à 16 grains par once de ce liquide. On imbibe des compresses ou de la ouate de coton de cette solution, et on les place sur la partie malade, en ayant soin de les mouiller aussitôt qu'elles sont sèches. (Voyez le *Traité de Thérapeutique* de MM. Trousseau et Pidoux, t. 1, p. 178 et suivantes.)

M *Potassium et sulfocyanogène.* On donne le nom de SULFOCYANURE DE POTASSIUM à un composé que l'on obtient en fondant avec la lampe à esprit-de-vin parties égales de soufre sublimé et de cyanure jaune de potassium et de fer. Après l'opération, on trouve une masse composée de sulfocyanure de potassium et d'oxyde de fer ; en traitant cette masse par l'eau pour en séparer l'oxyde de fer, on obtient le sulfocyanure à l'état de pureté. — Il est solide, déliquescent, très-soluble dans l'eau, d'une saveur fraîche et salée. Chauffé à l'état solide et en vases clos, il fond sans éprouver d'altération. Il serait décomposé par la chaleur s'il avait le contact de l'air. — Quand on chauffe ce corps avec du chlore sec, en ayant soin de ne pas dépasser la température à laquelle il entre en fusion, il est décomposé ; il y a dégagement de sulfide de carbone, puis de chlorure de cyanogène, et il reste dans la cornue un mélange de chlorure de potassium et d'un *perazotide de carbone*, que M. Liebig a décrit sous le nom de *mellon* : comme il est insoluble, on peut le séparer du chlorure de potassium en traitant le mélange par l'eau. (*Voyez* Combinaisons du carbone et de l'azote.) — Lorsqu'on chauffe un mélange d'une partie de sulfo-cyanure de potassium et de sel ammoniac (chlorhydrate d'ammoniaque), il y a décomposition, dégagement de plusieurs produits gazeux ou vaporeux, tels que du gaz ammoniac, du sulfide de carbone, de l'acide sulfhydrique, et formation d'un résidu composé de chlorure de potassium, de l'excès de sel ammoniac, et d'un produit nouveau que l'on peut séparer par des lavages réitérés, et que M. Liebig a décrit sous le nom de *mélam*.

OXI-SELS DE POTASSE.

Caractères des sels de potasse. Le protoxyde de potassium peut seul s'unir aux acides ; le peroxyde ne peut s'y combiner qu'en perdant une partie de son oxygène et passant à l'état de protoxyde. Ces sels sont tous incolores, à l'exception du chromate ; ils sont généralement solubles dans l'eau, cristallisables, fixes, d'une saveur salée et amère ; leur solution concentrée n'est précipitée ni par la décoction de noix de galle, ni par les solutions de cyanure double de potassium et de fer, de sulfure de potassium, de potasse, soude, ammoniaque caustiques ou carbonatées. Elle est précipitée, 1° en jaune-serin par le chlorure de platine qui

forme un chlorure double de platine et de potassium ; 2° en blanc demi-transparent par le sulfate d'alumine qui s'empare de la potasse pour former de l'alun qui ne tarde pas à cristalliser ; 3° en blanc par l'acide tartrique qui donne naissance à du bi-tartrate de potasse peu soluble et cristallisé. — Le BORATE et le SILICATE DE POTASSE sont peu importants à connaître.

CARBONATE DE POTASSE. *Nitre fixe*, *sel de tartre*, *alcali végétal*. Ce sel fait partie des cendres de presque tous les végétaux, et surtout de ceux qui sont ligneux; en lessivant ces cendres et évaporant la solution, on obtient une masse blanche formée par le mélange de toutes les substances solubles des cendres ; cette masse est principalement composée d'une grande quantité de carbonate de potasse et d'une quantité moindre de sulfate de potasse et de chlorure de potassium. C'est à cette substance, quelquefois colorée par un peu d'oxyde de fer ou de manganèse, que l'on donne dans le commerce le nom de *potasse*. On l'extrait des végétaux dans les pays où les bois sont très-communs, et où l'on a besoin de faire des défrichements ; on brûle le bois sur le sol à l'abri du vent, on lessive les cendres à chaud, puis on évapore la liqueur à siccité, et le résidu que l'on désigne sous le nom de *salin* est calciné jusqu'au rouge dans un fourneau à réverbère. Ce produit, expédié dans le commerce, porte le nom du pays où il a été préparé : c'est ainsi que l'on dit potasse de Russie, potasse d'Amérique, — de Trèves, — de Dantzick, — et des Vosges. Les qualités de ces potasses sont variables, et dépendent de la quantité de carbonate de potasse réelle qui s'y trouve; il résulte d'un travail de Vauquelin que ce sel forme les $\frac{772}{1152}$ de la potasse de Russie, les $\frac{857}{1152}$ de celle d'Amérique, les $\frac{720}{1152}$ de celle de Trèves, les $\frac{603}{1152}$ de celle de Dantzick, et les $\frac{444}{1152}$ de celle des Vosges. Il est très-probable que ces quantités ne sont pas constantes, car trop de causes doivent les faire varier ; mais cet aperçu suffit pour faire voir quelles sont les meilleures potasses du commerce. Au reste, il est facile d'évaluer le titre de ces composés à l'aide de procédés fort simples. M. Descroizilles a imaginé pour cela un petit appareil qu'il nomme *alcalimètre*, et qui consiste en une éprouvette divisée en cent parties égales ; cette éprouvette est remplie d'acide sulfurique faible et d'une densité connue ; cet acide est versé avec précaution sur un demi-décagramme de potasse dissoute dans plusieurs fois son poids d'eau; on a soin de ne mettre que la quantité d'acide strictement nécessaire pour saturer complètement la potasse. L'échelle de cet instrument est construite de telle façon, que chaque degré ou centième d'acide employé correspond à un centième de potasse carbonatée ; ainsi, toute la quantité d'acide que contient l'éprouvette est nécessaire à la saturation complète d'un demi-décagramme de carbonate de potasse pur. Si dans un mélange salin quelconque il y a 40, 45, 50, etc., parties de carbonate de potasse, il faudra 40, 45, 50, etc., centièmes d'acide pour opérer la saturation.

Il serait fort difficile d'extraire le carbonate de potasse pur de la potasse du commerce. Dans les laboratoires on prépare ce sel en faisant déflagrer, dans une bassine de fonte rougie au feu, un mélange d'une partie d'azotate et de deux parties de bi-tartrate de potasse, comme pour la préparation de l'*hydrate de protoxyde de potassium* (voyez l'histoire de ce composé), traitant la masse par l'eau, filtrant et évaporant à siccité. — Ce sel est blanc, d'une saveur âcre et caustique, déliquescent, très-soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, susceptible, d'après M. Fabroni, de cristalliser en lames rhomboïdales, fusible un peu au-dessous de la chaleur rouge, indécomposable par l'élévation de température ; sa solution ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par les acides. Il est formé en poids de 68, 18 de potasse, et de 31, 82 d'acide; ou bien d'un atome de potasse et deux atomes d'acide carbonique = KO, 2 CO.

Usages. La potasse du commerce est employée dans un grand nombre d'opérations d'art (fabrication du verre, du savon mou, de l'alun, du salpêtre ou azotate de potasse, du bleu de Prusse, etc.). — En médecine on l'emploie à titre de diurétique et de fondant pour combattre les hydropisies passives, les engorgements viscéraux, la goutte, les scrofules, la gravelle ; on l'administre à la dose de dix grains à un gros dans un véhicule mucilagineux ou dans du vin blanc. — A hautes doses, il agit comme un poison corrosif très-énergique.

BI-CARBONATE DE POTASSE. Ce sel se prépare en faisant passer, jusqu'à saturation complète, un courant de gaz acide carbonique dans un flacon qui contient du carbonate neutre en solution. On prépare ordinairement les trois bi-carbonates solubles

en même temps, et on se sert pour cela d'un appareil de Woolf; le premier flacon ne contient qu'un peu d'eau destinée à laver le gaz acide carbonique, que l'on dégage d'un ballon, par l'action de l'acide chlorhydrique sur le carbonate de chaux; dans le second flacon on place une solution concentrée de carbonate de potasse, puis une solution de carbonate de soude dans le troisième, et de carbonate d'ammoniaque dans le quatrième. Comme les bi-carbonates sont moins solubles que les carbonates neutres, ils cristallisent à mesure qu'ils se forment.

Le bi-carbonate de potasse est blanc, opaque, cristallisé en prismes tétraèdres rhomboïdaux terminés par des sommets dièdres; sa saveur est légèrement alcaline; il verdit le sirop de violettes; il est soluble dans 4 fois son poids d'eau à + 15°, insoluble dans l'alcool, décomposable au feu en acide carbonique qui se dégage et en carbonate neutre qui reste. — Il est formé de 51, 72 de potasse (1 atome) et de 48, 28 d'acide carbonique (4 atomes); le sel cristallisé contient en outre deux atomes d'eau. Sa formule est $(KO, 4\,CO) + 2H^2O$. — Ce sel possède les mêmes propriétés médicales que le précédent, sans être caustique comme lui; on devrait donc l'employer de préférence; cependant il est peu usité. Comme il contient une grande quantité d'acide carbonique, il est propre à faire des boissons effervescentes.

PHOSPHATE DE POTASSE. Ce sel, lorsqu'il est neutre, ne peut exister qu'en solution dans l'eau; aussitôt qu'on veut l'obtenir cristallisé, il se décompose en sous-phosphate qui reste en solution, et en bi-phosphate qui cristallise en prismes à 4 pans égaux, terminés par des pyramides à 4 faces correspondantes aux pans. — On le forme en saturant la potasse par l'acide phosphorique; il est sans usages.

Le PHOSPHITE et l'HYPO-PHOSPHITE de potasse ne nous offrent aucun intérêt.

SULFATE DE POTASSE, *sel de duobus*, *sel polychreste de glaser*, *potasse vitriolée*, *arcanum duplicatum*. Ce sel n'existe pas en grande quantité dans la nature; on le trouve uni à l'acétate de potasse et au chlorure de potassium dans les végétaux ligneux, et au sulfate d'alumine dans l'alun naturel. On l'obtient soit en traitant la solution de potasse carbonatée par l'acide sulfurique, et évaporant la liqueur pour faire cristalliser le sel; soit en calcinant le bi-sulfate qui provient de la décomposition de l'azotate de potasse par l'acide sulfurique, et qui forme le résidu de la préparation de l'acide azotique. — Ce sel est blanc, cristallisé en prismes courts à 4 ou à 6 pans, terminés par des pyramides ayant le même nombre de faces; sa saveur est un peu amère; il ne contient pas d'eau de cristallisation, décrépite au feu, éprouve la fusion ignée au rouge-cerise, et reste indécomposable à une chaleur plus élevée; il est soluble dans environ 10 fois son poids d'eau à + 12°, et dans 4 parties à + 100. — Lorsqu'on le calcine au rouge avec la moitié de son poids de noir de fumée, il est décomposé et transformé en sulfure de potassium qui reste mêlé à l'excès de carbone. Quand on expose ce mélange à l'air, il prend feu très-rapidement. La grande combustibilité de ce *pyrophore* est due à l'état de division du sulfure de potassium.

Le sulfate de potasse est un purgatif faible auquel on préfère généralement le sulfate de soude. — Il est composé de 45, 93 d'acide sulfurique et de 54, 07 de protoxyde de potassium, ou d'un atome de chaque; sa formule est KO, SO^3.

Le *bi-sulfate de potasse* forme le résidu de la préparation de l'acide azotique; il est plus soluble que le sulfate neutre; il cristallise en longues aiguilles déliées, ou en longs prismes à six pans; chauffé au rouge, il perd une partie de son acide et passe à l'état de sulfate neutre; il est formé de 37, 55 de protoxyde de potassium (1 atome) et de 62, 95 d'acide (2 atomes) $= KO, 2\,SO^3$.

L'HYPO-SULFATE DE POTASSE est sans usages.

SULFITE DE POTASSE. *Sel sulfureux de Stahl.* Ce sel n'existe pas dans la nature; on le prépare en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans de l'eau tenant en solution de la potasse caustique; le sulfite qui se forme cristallise dans le flacon. — Il est blanc, d'une saveur piquante et sulfureuse, cristallisé en petites aiguilles ou en lames rhomboïdales. Exposé à l'action de la chaleur, il décrépite, et se transforme en sous-sulfate; l'air fait passer peu à peu sa solution à l'état de sulfate.

L'HYPO-SULFITE et le SÉLÉNITE DE POTASSE sont peu intéressants.

CHLORATE DE POTASSE; *muriate suroxygéné de potasse.* Ce sel n'existe pas dans la nature; on le prépare en faisant passer un grand excès de gaz chlore dans de l'eau tenant en solution de la potasse caustique, ou plus économiquement de

la potasse du commerce; le chlore chasse l'acide carbonique du carbonate de potasse, et décompose une partie de l'oxyde de potassium; l'oxygène de cet oxyde se porte sur une partie du chlore, et forme de l'acide chlorique qui se combine à la portion de potasse non décomposée, pour former du chlorate de potasse peu soluble, et qui cristallise à mesure qu'il se produit. Le potassium qui provient de la potasse désoxydée se combine de son côté à une partie du chlore, et donne naissance à du chlorure de potassium soluble. L'opération dure plusieurs jours, lors même que l'on n'opère que sur deux ou trois kilogrammes de potasse; lorsque le chlore passe sans être absorbé, on décante la liqueur qui surnage les cristaux de chlorate de potasse, on rassemble ceux-ci sur un filtre, on les lave avec un peu d'eau froide, et on les dissout dans 3 à 4 parties d'eau bouillante pour les obtenir cristallisés régulièrement et débarrassés totalement de chlorure de potassium.

Propriétés. Ce sel est blanc, cristallisé en lames rhomboïdales, ou bien sous forme de prismes oblongs ou d'aiguilles; sa saveur est fraîche, piquante et un peu acerbe; il entre en fusion à une chaleur peu élevée, bout et laisse dégager de l'oxygène parfaitement pur, en se transformant en chlorure de potassium; l'oxygène que l'on obtient dans cette circonstance provient tout à la fois de l'acide et de l'oxyde (*Voyez* OXYGÈNE); l'air sec ne lui fait éprouver aucune altération. — 100 parties d'eau en dissolvent 3, 33 parties à zéro, 18 parties à + 49° et 60 parties à + 104° (Gay-Lussac). Lorsqu'on le mêle à un poids de soufre égal au sien, et qu'on laisse tomber une très-petite quantité d'acide sulfurique sur ce mélange, il se produit une vive combustion, suite de la décomposition du chlorate de potasse; c'est sur cette propriété qu'est basée la préparation des *briquets oxygénés*, dont l'usage est si étendu aujourd'hui. On sait que ces briquets sont formés d'un petit flacon qui contient de l'amiante imbibée d'acide sulfurique, et d'allumettes pourvues à une de leurs extrémités d'un mélange de soufre et de chlorate de potasse, ordinairement coloré en rouge par un peu de vermillon. On enflamme le mélange en plongeant l'allumette dans le flacon. — Le chlorate de potasse mélangé avec un corps combustible avide d'oxygène, forme les *poudres fulminantes par le choc*, dont j'ai parlé en traitant des *chlorates* en général. Projeté sur des charbons ardents, il fuse, scintille et active très-vivement la combustion. — Proposé autrefois comme antisyphilitique, son usage médical est aujourd'hui entièrement abandonné.

HYPER-CHLORATE DE POTASSE. On obtient ce sel en traitant à une douce chaleur le chlorate de potasse par l'acide sulfurique (*Voyez* OXYDE DE CHLORE ET ACIDE HYPER-CHLORIQUE). Il est solide, incolore, soluble seulement dans 65 fois son poids d'eau à + 15°; indécomposable à froid par les acides. — Il sert à la préparation de l'acide hyper-chlorique.

HYPO-CHLORITE DE POTASSE. Ce sel se fabrique en grand pour les besoins de l'économie domestique; il fait partie de la liqueur connue sous le nom d'*eau de javelle*. On l'obtient en faisant passer du chlore dans une solution de carbonate de potasse; le produit de la réaction est de l'hypo-chlorite de potasse et du chlorure de potassium, qui restent tous deux en solution dans l'eau.

BRÔMATE DE POTASSE. Ce sel se prépare en agitant du brôme avec une solution concentrée de potasse caustique: il se forme du brômure de potassium soluble, et du brômate de potasse peu soluble; on recueille le précipité et on le lave à l'alcool. — Ce sel cristallise en aiguilles ou en lames, déflagre sur les charbons ardents, donne par son mélange avec le soufre une poudre fulminante par le choc; par l'action du feu il est transformé en oxygène et en brômure de potassium.

IODATE DE POTASSE. L'iodate neutre se prépare en agitant l'iode avec une solution de potasse caustique; il y a formation d'iodure de potassium très-soluble, et d'iodate de potasse peu soluble. — Il a beaucoup d'analogie avec le chlorate et le brômate de potasse, déflagre un peu sur les charbons ardents, et active légèrement la combustion; la chaleur le décompose en oxygène et en iodure de potassium; il est soluble dans 13 fois son poids d'eau. Il est formé d'un atome d'acide et d'un atome de base KO, I^2O^5.

La potasse peut encore s'unir avec deux ou trois proportions d'acide iodique, et former un *bi-iodate*, et un *tri-iodate de potasse*.

L'acide hyper-iodique s'unit en 2 proportions avec la potasse, et forme un *hyper-iodate neutre de potasse*, et un *hyper-iodate basique*.

AZOTATE DE POTASSE. *Nitre, salpêtre*,

nitrate de potasse. Il existe dans la nature, rarement seul, souvent mêlé aux azotates de chaux et de magnésie ; dans l'Inde et en Eygpte, il est si abondant, qu'il cristallise à la surface du sol, et qu'on peut le recueillir avec des houssoirs et des balais ; de là le nom de *salpêtre de houssage*, qu'on donne au nitre obtenu de cette manière ; en France l'azotate de potasse est beaucoup moins commun, et les azotates de chaux et de magnésie existent au contraire plus abondamment. Ces trois sels se trouvent ordinairement en efflorescence à la surface des roches calcarifères, ou dans les murailles ou les terres exposées aux émanations des animaux. — Cette observation, qui a été faite depuis long-temps, a mis sur la voie de la préparation des nitrières artificielles ; il suffit, en effet, pour obtenir du nitre, d'imiter la nature, et d'exposer à l'action de l'air des mélanges de terres, ou pierres calcaires poreuses et de matières animales ou végétales azotées ; c'est ce que l'on fait en Prusse, en Suède, etc. — Comment se forment les azotates naturels? Comme il est d'observation que la présence des matières azotées favorise singulièrement la nitrification, il est tout naturel de penser que l'acide azotique est formé par l'union de l'oxygène de l'air avec l'azote à l'état de gaz naissant qui provient de la décomposition lente des matières organiques, et que cette combinaison est favorisée par l'affinité que les alcalis des platras ont pour l'acide azotique. — Mais les observations de Proust, John-Davy, Gaultier-Claubry, etc., démontrent que le nitre peut se former dans beaucoup de terrains où on ne trouve aucune trace de matières azotées ; il faut donc dans ces circonstances que l'acide azotique se forme par l'union directe de l'oxygène et de l'azote de l'air ; on admet que l'influence des pierres calcaires humides et *poreuses* suffit alors pour déterminer, lentement il est vrai, la nitrification. Il y a, je crois, une autre cause à laquelle on n'a pas assez songé : je veux parler de l'*électricité atmosphérique*. Il est avéré que lorsqu'on fait passer un courant d'étincelles électriques dans un récipient qui contient de l'oxygène et de l'azote, ces deux gaz peuvent se combiner en présence de l'humidité et former de l'acide azotique. Pourquoi n'en serait-il pas de même dans l'atmosphère? Pendant les orages, toutes les conditions nécessaires à la formation de cet acide ne sont-elles pas réunies ; et n'est-il pas raisonnable d'admettre que la petite quantité d'acide azotique qui se forme alors, tombant sur la terre avec la pluie, et s'infiltrant dans le sol, doit se combiner avec les alcalis qu'elle y rencontre, et faire à la longue une quantité assez notable de nitre? Cette cause doit, ce me semble, agir avec d'autant plus d'évidence que les orages sont plus fréquents dans un pays ; et il est possible d'expliquer de cette manière la grande abondance du salpêtre dans l'Inde, où il n'y a pas plus de matières animales que dans notre pays, mais où l'air est plus chargé d'électricité. Je ne citerai pas l'Eygpte comme preuve à l'appui de l'opinion que j'émets ; car le Nil, dans ses débordements périodiques, laisse sur toutes les terres une couche de limon contenant des matières organisées qui, par leur décomposition lente, doivent beaucoup favoriser la nitrification. — L'azotate de potasse fait naturellement partie de quelques plantes appelées *nitreuses*, telles que la bourrache, la ciguë, la buglosse, la pariétaire, la graine de lin, etc.

Préparation. En Egypte, dans l'Inde, et en général dans tous les pays où le salpêtre existe abondamment dans la terre, il suffit de la lessiver, et de concentrer convenablement la liqueur pour faire cristalliser le sel. En Europe, et particulièrement en France, où l'azotate de potasse est peu commun, et où les azotates de chaux et de magnésie existent plus abondamment dans les platras salpêtrés, on transforme ces derniers en nitre par le carbonate de potasse. Voici le procédé que l'on suit à Paris. On choisit les platras qui proviennent des parties basses des vieux bâtiments que l'on démolit ; ces platras ont une saveur fraîche et piquante, et contiennent au plus 5 pour 100 de leur poids d'azotates, mêlés avec des chlorures de calcium, de magnésium, de potassium et de sodium. Ces sels sont dans un rapport tel, que sur 100 parties, leur mélange contient à peu près 10 parties d'azotate de potasse et de chlorure de potassium, 70 parties d'azotates de chaux et de magnésie, 15 parties de chlorure de sodium et 5 parties de chlorures de calcium et de magnésium. On écrase les platras avec des battes de bois, puis on les passe à travers une claie, et on les introduit dans des tonneaux ou cuviers qui sont placés sur trois rangs, ou trois *bandes* en terme d'atelier. Chaque tonneau est percé latéralement, et près de son fond, d'un trou fermé par un robi-

net, au-dessous duquel se trouve une rigole qui aboutit à un réservoir. Tout étant disposé, on verse de l'eau dans les tonneaux de la première bande; après quelques heures de contact on ouvre le robinet pour donner issue à la lessive que l'on met à part, et on ajoute plusieurs fois de l'eau, jusqu'à ce que les lessives qui passent ne marquent plus, pour ainsi dire, que zéro à l'aréomètre. On obtient de cette manière plusieurs solutions à différents degrés de concentration. Les eaux qui marquent 5° à l'aréomètre sont mises à part et désignées sous le nom d'*eaux de cuite*; celles qui marquent entre 3° et 5° sont nommées *eaux fortes*; et enfin celles qui sont au-dessous de 3° prennent le nom d'*eaux faibles* ou d'*eaux de lessivage*. Les eaux fortes et les eaux faibles, moins chargées de sels que les eaux de cuite, sont successivement versées sur les platras de la seconde bande, que l'on épuise de sels comme ceux de la première; enfin on agit de la même manière sur ceux de la troisième bande. On voit que de cette façon les eaux fortes et faibles sont successivement transformées en eau de cuite.

On fait évaporer les eaux de cuite dans une chaudière de cuivre; pendant l'évaporation il se forme des écumes et un dépôt assez abondant, que l'on désigne sous le nom de *boues* et qui sont formés par du carbonate de magnésie, du carbonate et du sulfate de chaux; on les recueille à l'aide d'un chaudron placé au fond de la chaudière, et que l'on peut soulever de temps en temps avec une corde qui se meut sur une poulie, et on concentre la lessive jusqu'à ce qu'elle marque 25° à l'aréomètre de Baumé. — C'est alors que l'on verse dans cette liqueur une solution concentrée de potasse du commerce, jusqu'à ce qu'il ne s'y forme plus de précipité. Le carbonate et le sulfate de potasse décomposent les azotates de chaux et de magnésie, et produisent, par double décomposition, de l'azotate de potasse qui reste en solution, des carbonates de chaux et de magnésie ainsi que du sulfate de chaux qui se précipitent; les chlorures de calcium et de magnésium sont également décomposés par la potasse, et transformés en chlorure de potassium soluble, en carbonates calcaire et magnésien et en sulfate de chaux insolubles. — Lorsque la précipitation est toute faite, on porte la liqueur encore chaude dans un grand cuvier de bois appelé réservoir, où elle s'éclaircit d'elle-même, par la déposition des sels insolubles; on la tire ensuite à clair au moyen de robinets adaptés à différentes hauteurs du cuvier, et on la concentre à chaud jusqu'à ce qu'elle marque 42°.

Cette liqueur, au moment où on la décante, contient en solution une forte proportion d'azotate de potasse, une quantité notable de chlorures de sodium et de potassium, un peu d'azotate et de chlorures calcaire et magnésien, et de sulfate de chaux; lorsqu'elle est concentrée à 43°, la plus grande partie du chlorure de sodium et du sulfate de chaux cristallise; on l'enlève avec des écumoirs, et on continue l'évaporation jusqu'à 45°. Alors on porte la liqueur dans des vases de cuivre où elle cristallise par le refroidissement. On décante l'eau-mère, on lave le sel avec un peu d'eau de cuite, on l'écrase, et on le livre, soit dans le commerce, soit à l'administration centrale de la fabrication des poudres, sous le nom de *salpêtre brut*, *nitre de première cuite*. Il n'est pas pur, car il contient encore environ un huitième de son poids des sels étrangers que je viens de nommer. Pour le purifier on le soumet à l'opération du *raffinage*, qui consiste à le traiter par la 5e partie de son poids d'eau bouillante qui dissout l'azotate de potasse et les sels déliquescents (azotates de chaux et de magnésie), et ne dissout pas les chlorures de sodium et de potassium qui se précipitent en grande partie au fond de la chaudière; on enlève ces sels avec soin, et, lorsqu'il ne se fait plus de dépôt, on ajoute à la liqueur une quantité d'eau égale à celle qu'elle contient déjà, et on la clarifie par la colle; lorsqu'elle est bien claire, on la porte dans des cristallisoirs en cuivre, très-larges et peu profonds, et on l'agite avec des rateaux pour en hâter le refroidissement et pour obtenir le salpêtre en poudre. — Ainsi obtenu, il n'est pas encore pur; on le soumet à des lavages réitérés avec de l'eau saturée d'azotate de potasse qui ne peut plus agir sur ce sel, mais dissout parfaitement les sels étrangers.

Propriétés. L'azotate de potasse est un sel blanc, d'une saveur fraîche et piquante, cristallisé en longs prismes à six pans, terminés par des pyramides hexaèdres; ces cristaux sont demi-transparents et anhydres, ils sont quelquefois accolés les uns aux autres de manière à former des cannelures. L'air ne lui fait éprouver aucune altération, à moins qu'il ne soit très-humide; alors le sel en attire l'hu-

midité et tombe en déliquescence. Il éprouve la fusion ignée au-dessous de la chaleur rouge ; si, après l'avoir fondu, on ajoute $\frac{1}{128}$ de soufre sublimé, il se forme une petite quantité de sulfate de potasse qui reste mêlé à l'azotate de potasse ; si on le coule dans cet état, il se prend par le refroidissement en une masse blanche opaque que l'on désignait autrefois sous le nom de *cristal minéral* ou de *sel de prunelle*. Lorsqu'on le soumet à une température élevée, il se décompose et se transforme d'abord en oxygène et en hypo-nitrite, puis en oxygène, bi-oxyde d'azote et peroxyde de potassium. — 100 parties d'eau dissolvent 13, 32 de ce sel à zéro, 85 parties à + 50° et 246 parties à + 100 (Gay-Lussac). — Projeté sur les charbons ardents, il fuse, scintille et active vivement la combustion. — Il est composé de 53, 45 d'acide azotique (1 atome), et de 46, 55 de protoxyde de potassium (1 atome) = KO, $Az^2 O^5$. — On se sert de ce sel pour la préparation des acides azotique et sulfurique, et de plusieurs préparations pharmaceutiques, (antimoine diaphorétique non lavé ou fondant de Rotrou, antimoine diaphorétique lavé, carbonate de potasse, etc). On s'en sert encore pour préparer le *flux blanc* (carbonate de potasse provenant de la déflagration de deux parties d'azotate et d'une partie de bi-tartrate de potasse), le *flux noir* (mélange de carbonate de potasse et de charbon obtenu en faisant déflagrer parties égales d'azotate et de bi-tartrate de potasse), et la *poudre à canon*, mélange intime et dans des rapports déterminés, d'azotate de potasse, de soufre et de charbon.

Action sur l'économie et usage médical. Employé à hautes doses, ce sel irrite vivement la muqueuse gastro-intestinale, produit des nausées, des vomissements, des évacuations alvines, la paralysie et des convulsions; administré à petites doses (de 6 à 20 grains dans une livre de véhicule mucilagineux), il agit comme rafraîchissant et diurétique, et peut être employé avec avantage dans la seconde période des inflammations aiguës des voies urinaires, dans le traitement des épanchements séreux, de certaines fièvres inflammatoires, certains cas d'ictère, etc. — Il fait partie de la poudre tempérante de Stahl.

Je ne parlerai pas de la *fabrication de la poudre à canon* ; on trouvera les procédés de cette fabrication décrits dans les ouvrages de chimie appliqués aux arts.

§ II. *Combinaisons du sodium.*

A. *Sodium et oxygène.* L'oxygène s'unit en deux proportions au sodium, et forme un protoxyde et un sesqui-oxyde. M. Berzélius admet en outre un sous-oxyde qui est analogue au sous-oxyde de potassium.

Protoxyde de sodium.

Il se rencontre dans la nature à l'état de combinaison avec certains acides, et formant des sels que l'on trouve en solution dans beaucoup d'eaux minérales. Les végétaux qui croissent sur le bord de la mer en contiennent d'assez grandes quantités.

Préparation. On l'obtient comme celui de potassium, c'est-à-dire en faisant agir l'oxygène desséché sur le métal, qui ne tarde pas à se convertir en protoxyde. — Cet oxyde est blanc, très-caustique ; il verdit fortement le sirop de violettes, et se comporte avec les différents agents physiques et chimiques de la même manière que le protoxyde de potassium, à cette exception près qu'exposé à l'air libre à la température ordinaire, il s'empare de l'humidité et de l'acide carbonique, et passe à l'état de carbonate, qui ne tarde pas à s'effleurir. — Il est formé, d'après M. Berzélius, de 100 de sodium (1 at.) et de 34, 37 d'oxygène (1 at.). Sa formule est Na. O.

Hydrate de protoxyde de sodium.

Ce composé, nommé plus communément *soude*, *alcali minéral*, est formé par l'union du protoxyde de sodium avec l'eau. — On le prépare, comme l'hydrate de potasse, en faisant agir la chaux délitée sur le carbonate de soude dissous dans l'eau. — Son histoire est tout-à-fait semblable à celle de l'hydrate de potasse ; mêmes propriétés physiques, mêmes propriétés chimiques ; il n'en diffère que par son action sur l'air : il commence, comme la potasse, par se liquéfier au contact de ce gaz, par l'absorption de l'humidité, puis il se dessèche, s'empare de l'acide carbonique et se transforme en carbonate efflorescent. — On peut distinguer la soude de la potasse à l'aide du chlorure de platine, qui donne un précipité jaune avec la solution concentrée de potasse, et qui ne précipite pas celle de soude. — La soude entre dans la composition des savons solides, des glaces, du verre, etc.

Chlorure de soude médicinal.

Le chlorure de soude (mélange de chlorure de sodium et d'hypochlorite de soude) s'obtient, d'après M. Payen, en décomposant 500 grammes de chlorure de chaux à 98 degrés, par 690, 92 grammes de carbonate de soude cristallisé, et 9000, 92 d'eau : il se produit une double décomposition qui donne naissance à du carbonate de chaux insoluble et à du chlorure de soude. — Ce composé est liquide, d'une couleur légèrement verdâtre, d'une odeur forte, d'une saveur salée et un peu caustique. — Il décolore le tournesol ; les acides le décomposent et en séparent beaucoup de chlore. — On l'emploie en médecine comme désinfectant, et dans le traitement des plaies de mauvaise nature.

Sesqui-oxyde de sodium.

Son histoire ressemble beaucoup à celle du peroxyde de potassium ; on l'obtient en chauffant le protoxyde de sodium dans du gaz oxygène à la chaleur de la lampe. Il est solide, d'une couleur jaune-sale, moins fusible que le peroxyde de potassium, décomposable par l'eau en oxygène qui se dégage avec effervescence, et en protoxyde qui reste en solution. — Il est formé d'après MM. Gay-Lussac et Thénard, de 100 de sodium (2 at.) et de 49, 9, d'oxygène (3 at.). Sa formule est $Na^2 O^3$.

B. *Sodium et phosphore. soufre, sélénium, brôme, iode, fluor.* Le sodium s'unit avec tous ces corps et produit des composés dont les propriétés offrent tant d'analogie avec ceux de potassium, qu'il est inutile de les décrire.

C. *Sodium et chlore.* Ces deux corps ne s'unissent qu'en une proportion.

Chlorure de sodium.

Ce composé, nommé encore *sel marin*, *sel commun*, et désigné dans l'ancienne nomenclature sous les noms de *muriate de soude*, *hydrochlorate de soude*, peut se former par l'action directe du chlore gazeux sur le métal ; il y a combinaison avec dégagement de calorique et de lumière. — Mais on ne le prépare jamais de cette manière.

Etat naturel. Il existe abondamment dans la nature ; on le trouve tantôt à l'état solide sous forme de couches considérables, tantôt à l'état liquide et dissous dans certaines eaux. Sous le premier état, il prend le nom de *sel gemme* ; on trouve des mines abondantes de ce sel dans certaines parties de la Pologne, la Hongrie, la Transylvanie, l'Allemagne, l'Angleterre, l'Espagne, la Russie, etc. La France en possède une près de Vic, arrondissement de Château-Salins, département de la Meurthe ; celle-ci a une étendue de 25 lieues de rayon. — A l'état liquide il se rencontre dans l'eau de la mer et dans une grande quantité de sources salées. Quelques-unes de ces eaux ne contiennent que la 30e ou 40e partie de leur poids de sel ; l'eau de la mer est dans ce cas ; certaines sources parmi lesquelles on peut citer celles de Château-Salins, Dieuse, Montmorot, etc., en contiennent la 6e ou la 7e partie de leur poids. Il en est d'autres enfin qui en sont presque saturées.

Préparation. L'exploitation du sel gemme est très-simple : elle consiste à détacher ce sel de la mine à coups de pioche, et à le broyer pour le verser dans le commerce ; lorsqu'il est impur, on le réserve pour les arts chimiques, ou bien on le purifie par dissolution et cristallisation.

La manière d'extraire le chlorure de sodium des eaux salées varie suivant que ces eaux sont plus ou moins riches en sel, et aussi suivant la température du lieu où elles se trouvent. — Dans les pays méridionaux on creuse sur le rivage de la mer des bassins très-larges et peu profonds que l'on tapisse d'argile ; on fait arriver l'eau de la mer dans ces bassins que l'on désigne sous le nom de *marais salans*, et on l'abandonne à elle-même. Par suite de l'évaporation spontanée, le sel cristallise et se précipite au fond des bassins. Lorsque le sel est cristallisé, on le retire, et on en forme des tas que l'on abandonne pendant plusieurs mois sur le bord des bassins, afin de les laisser égoutter et de les priver des sels déliquescents qu'ils peuvent contenir. Le sel obtenu par ce procédé est ordinairement coloré en gris par un peu d'argile qui est interposée entre ses cristaux, et dont on peut le débarrasser par dissolution, filtration et évaporation. — Dans le département de la Manche on forme avec du sable sur le bord de la mer une espèce d'aire bien unie qui est baignée par l'eau de la mer pendant les hautes marées. Lorsque l'eau se retire, le sable se dessèche et se trouve recouvert d'efflorescences salines qui sont recueillies, et que

l'on fait ensuite dissoudre dans de l'eau former. Par ce moyen cette dernière se trouve plus concentrée et fournit facilement des cristaux de sel blanc, quand on la fait évaporer dans des bassines de plomb que l'on chauffe avec précaution. — Dans certains pays on profite aussi du froid pour rendre l'eau de mer plus salée. En effet, l'eau chargée de sel ne peut se congeler que bien au-dessous de zéro ; si on expose à l'action du froid une eau légèrement chargée de sel, les portions qui se congèlent les premières abandonnent le sel qu'elles contenaient à celles qui restent liquides, et qui de cette façon se trouvent plus concentrées. Il suffit alors de chauffer celles-ci pour obtenir du sel cristallisé.

Dans les climats tempérés, où les eaux sont peu riches en sel, on suit un procédé plus compliqué.— On élève, à l'aide de pompes, l'eau salée dans des rigoles en bois, percées de trous, et placées au-dessus d'une masse de fagots d'épines qui a environ 30 pieds d'élévation. Cette masse est abritée par un hangar ouvert de tous les côtés aux vents qui règnent le plus fréquemment. L'eau salée, en passant à travers ces fagots, se divise en gouttelettes qui arrivent petit à petit, et après avoir subi une grande évaporation, dans un réservoir situé à la partie inférieure; cette eau est de nouveau élevée et versée sur les fagots, d'épine, jusqu'à ce qu'elle marque 25° au pèse-sel, ou qu'elle contienne 25 centièmes de sel. C'est là ce qui s'appelle *graduer l'eau*, en termes d'art. — L'eau concentrée est ensuite évaporée dans des chaudières de fer ; ou bien, comme cela se pratique à Moutiers, on la fait couler le long d'un grand nombre de cordes verticales où le sel cristallise peu à peu, et d'où on l'enlève lorsque la couche qu'il forme a acquis environ 5 centimètres d'épaisseur.

Aucun de ces procédés ne fournit du chlorure de sodium parfaitement pur, il contient toujours des sulfates de chaux et de magnésie, ainsi que quelques sels déliquescents, tels que les chlorures de calcium et de magnésium, etc. Pour le purifier dans les laboratoires, on le dissout dans l'eau, on filtre la solution, et on la fait évaporer doucement dans une terrine de grès : le sel cristallise en petits cubes, qui se réunissent de manière à former des pyramides quadrangulaires creuses, et pourvues de petits gradins extérieurement et intérieurement.

Propriétés. Le chlorure de sodium pur est blanc, inodore, d'une saveur salée que tout le monde connaît et qui paraît plaire généralement à l'homme et à la plupart des animaux. Il est inaltérable à l'air. Exposé à l'action du calorique, il décrépite fortement, et entre en fusion au-dessus de la chaleur rouge sans éprouver d'altération; si cependant la fusion s'opère en vases ouverts, il répand des vapeurs épaisses à une haute température, par suite de sa volatilisation. — 100 parties d'eau à + 15° dissolvent 35 parties de sel ; l'eau bouillante n'en dissout pas beaucoup plus. Les cristaux que l'on peut obtenir par une évaporation lente d'une solution saturée de sel, ne contiennent pas d'eau de cristallisation, mais seulement de l'eau interposée. — Il est composé de 100 de sodium (1 at.) et de 150 de chlore (2 at.): Sa formule est $Na\,Ch^2$.

Usages. Dans l'économie domestique le chlorure de sodium sert à corriger l'insipidité des mets, à saler et conserver les viandes; dans les arts on l'utilise pour fabriquer la soude artificielle et le sel ammoniac, préparer le chlore et l'acide chlorhydrique. — En médecine on l'administre quelquefois comme stimulant et fondant ; il a été recommandé dans le traitement de certains engorgements chroniques du foie, des affections scrofuleuses, de certaines maladies cutanées. On l'emploie aussi sous forme de pédiluves et de lavements ; ce dernier moyen est très-utile dans les cas d'asphyxie et de congestion cérébrale.

Oxy-sels de soude.

Caractères distinctifs. Les sels à base de protoxyde de sodium sont généralement plus solubles que les sels de potasse ; ils sont incolores, d'une saveur salée et amère. Le chlorure de platine, le sulfate d'alumine, l'infusion de noix de Galle, les carbonates solubles, les alcalis, etc., ne produisent aucun précipité dans la solution concentrée des sels de soude. L'acide fluorhydrique silicé y fait naître un précipité gélatineux.

Borate de soude prismatique (*borax*). Ce sel se rencontre dans un assez grand nombre de lieux ; il se trouve abondamment dans plusieurs lacs de l'Inde, d'où il se sépare par évaporation spontanée ; les Indiens le désignent sous le nom de *tinckal*. Tel qu'on nous l'expédie de l'Inde, il est impur, cristallisé en prismes hexaèdres plus ou moins aplatis,

tantôt incolores, tantôt jaunâtres ou verdâtres, et recouverts d'une matière savonneuse qui est composée d'une substance grasse et d'une portion de la soude du sel. On le purifie en le lavant à diverses reprises avec de l'eau que l'on a rendue légèrement alcaline, en y ajoutant une petite quantité de soude, dans le but de débarrasser le sel de sa matière savonneuse; cette première opération terminée, on fait dissoudre le borax dans deux parties et demie d'eau bouillante, et on ajoute à la solution 12 parties de carbonate de soude pour 100 parties de sel; puis on filtre, on évapore et on fait cristalliser. — Jusqu'à l'année 1820 nous avons tiré de l'Inde tout le borax dont nous avions besoin; aujourd'hui plusieurs fabricants, et entre autres MM. Payen et Cartier, le font de toutes pièces, en traitant le carbonate de soude par l'acide borique qui provient des lacs de Toscane.

Propriétés. Le borate de soude affecte le plus ordinairement la forme de prismes hexaèdres comprimés et terminés par des pyramides trièdres. Ce sel est incolore, translucide, d'une faible saveur alcaline; il verdit le sirop de violettes, se dissout dans 2 fois son poids d'eau bouillante et dans 7 ou 8 fois son poids d'eau froide. Exposé à l'air, il s'effleurit à sa surface. — Soumis à l'action de la chaleur, il éprouve d'abord la fusion aqueuse, puis se dessèche en se boursouflant beaucoup et en perdant toute son eau de cristallisation, qui s'élève à 0, 47. A une température rouge, il éprouve la fusion ignée et peut être coulé sous la forme d'un verre transparent, qui devient opaque au contact de l'air, probablement parce qu'il absorbe un peu d'humidité.

Usages. Le borax a de nombreux usages. On s'en sert dans l'analyse des oxydes métalliques : il en facilite la fusion à une haute température, les vitrifie et en reçoit des teintes qui varient suivant leur nature; ainsi l'oxyde de manganèse le colore en violet, l'oxyde de fer en vert bouteille, l'oxyde de chrôme en vert émeraude, l'oxyde de cobalt en bleu-violet, l'oxyde de cuivre en vert clair. On s'en sert aussi pour recouvrir les surfaces métalliques que l'on veut souder ou braser, et les préserver ainsi de l'oxydation; on l'utilise encore pour faciliter la fusion des métaux que l'on réduit par la voie sèche; enfin c'est du borax que l'on retire l'acide borique dans les laboratoires. — En médecine on ne l'emploie qu'à l'extérieur comme astringent et détersif, pour combattre les ulcérations aphteuses, les ulcérations de la langue et de la face interne des joues : on l'administre alors sous forme de gargarismes à la dose de 2 gros dans huit onces à une livre de véhicule.

Borate de soude octaédrique. Ce sel, qui a été décrit pour la première fois en 1828 par M. Payen, ne diffère du précédent que parce qu'il ne contient dans sa composition que 30 centièmes d'eau. — On peut l'obtenir en faisant dissoudre le borax prismatique dans l'eau à 100 degrés, et en telle proportion, qu'au terme de l'ébullition la densité de la liqueur soit de 30° à l'aréomètre de Baumé; on abandonne alors à un refroidissement lent cette liqueur qui, dès qu'elle est descendue à 79° centigrades, laisse déposer des cristaux octaédriques; ceux-ci continuent à se déposer tant que la température est au-dessus de + 55°; mais au-dessous de cette température, il commence à se former des cristaux prismatiques, et il ne s'en dépose plus d'octaèdriques. — Ce sel est plus dense et plus dur que le précédent; les bijoutiers le préfèrent, parce qu'il résiste davantage que le borax prismatique.

Carbonate de soude. Ce sel se trouve en France dans les cendres de la plupart des plantes qui croissent sur les bords de la mer; il existe aussi tout formé dans l'eau de plusieurs lacs de l'Egypte. — Ce dernier s'obtient par l'évaporation spontanée de l'eau qui le contient, et porte dans le commerce le nom de *natron*: il est mêlé avec du sel marin et du sulfate de soude. — Les plantes marines qui en fournissent par leur combustion sont le *salsola soda*, le *salsola kali*, le *salsola tagus*, le *salicornia europœa*, etc. On coupe ces plantes, on les fait sécher à l'air, et on les fait brûler dans des fosses creusées sur un sol bien sec. On donne le nom de *soude du commerce* au produit de cette combustion, qui se présente sous forme d'une masse compacte à demi-fondue, et formée en proportions diverses, de carbonate et de sulfate de soude, de sulfure et de chlorure de sodium, de carbonate de chaux, d'alumine, de silice, d'oxyde de fer et de charbon, et quelquefois d'iodure de potassium, etc. —Le titre des différentes soudes du commerce est établi sur la quantité réelle de carbonate de soude qu'elles contiennent; on parvient à connaître ce titre à l'aide

d'un procédé analogue à celui qui sert à essayer les potasses du commerce (*voyez* page 145). La soude la plus estimée est celle d'Espagne ; elle est désignée dans le commerce sous les noms de soude d'Alicante, de Carthagène, de Malaga ; elle renferme de 25 à 40 centièmes de carbonate de soude. En France on connaît trois espèces de soude : le *salicor* ou soude de Narbonne, qui contient de 14 à 15 pour 100 de carbonate de soude ; la *blanquette* ou soude d'Aigues-Morte, qui ne renferme que 3 à 8 pour 100 de ce sel ; et enfin le *vareck* ou soude de Normandie, qui contient à peine du carbonate de soude ; c'est de cette dernière que l'on retire l'iode (*Voyez* page 42).

Pendant long-temps on a retiré le carbonate de soude des soudes du commerce en les lessivant, les faisant cristalliser à diverses reprises ; aujourd'hui on l'extrait de la soude artificielle dont je vais d'abord m'occuper.

Préparation de la soude artificielle. Ce produit intéressant, qui a remplacé les soudes naturelles que nous tirions des pays étrangers, a été préparé pour la première fois par MM. Leblanc et Dizé. On l'obtient en calcinant dans un four à réverbère un mélange intime de 18 parties de sulfate de soude sec, 18 parties de craie en poudre (carbonate de chaux) et 11 parties de poussier de charbon ; on élève la température du four jusqu'au rouge et on brasse le mélange de quart-d'heure en quart-d'heure jusqu'à ce que la masse devienne pâteuse ; on la reçoit alors dans une chaudière. Ce produit, qui est formé de soude caustique, de carbonate de soude, de sulfure de calcium, de sulfate de chaux et de charbon, est la soude artificielle au titre de 32 à 33°, c'est-à-dire contenant environ 32 à 33 centièmes de carbonate de soude pur. — *Théorie.* Le charbon s'empare de tout l'oxygène du sulfate de soude, et le transforme en sulfure de sodium ; celui-ci est à son tour décomposé par le carbonate de chaux : il en résulte du sulfure de calcium et du carbonate de soude.

Préparation du carbonate de soude pur. On choisit de bonne soude artificielle que l'on réduit en poudre et que l'on traite par l'eau, qui ne dissout que la soude caustique et le carbonate de soude ; on décante la liqueur, on la fait évaporer jusqu'à siccité, et on divise le résidu, que l'on expose à l'air pendant une quinzaine de jours, afin de faire passer la soude caustique à l'état de carbonate par l'absorption de l'acide carbonique de l'air. Lorsqu'il s'est formé une efflorescence à la surface de la soude, on la lessive de nouveau, et on fait évaporer la liqueur pour obtenir des cristaux.

Propriétés. Le carbonate de soude est solide, d'une couleur blanche, d'une saveur âcre et légèrement caustique ; il cristallise en prismes rhomboïdaux ou en pyramides quadrangulaires appliquées base à base, et à sommets tronqués. Exposé à l'air, il s'effleurit promptement en perdant une partie de son eau de cristallisation ; il éprouve la fusion aqueuse à une température peu élevée, puis se boursoufle, se dessèche, et éprouve la fusion ignée, sans décomposition, à une température rouge. — Il est soluble dans deux fois son poids d'eau à + 10° ; l'eau bouillante en dissout beaucoup plus, et laisse déposer des cristaux par son refroidissement ; ces cristaux contiennent 62,79 pour 100 d'eau combinée. — On emploie la soude du commerce pour fabriquer le savon blanc, le verre, pour couler les lessives, etc. Le carbonate de soude est administré en médecine comme diurétique : on s'en sert aussi dans les cas d'acidité de l'estomac, dans les dyspepsies, les maladies scrofuleuses, etc. ; on le donne à la dose de dix grains à un gros dans des extraits amers.

Sesqui-carbonate de soude. Ce sel, confondu pendant long-temps avec le carbonate, existe en solution dans l'eau de plusieurs marais des Indes orientales : il se trouve en grande abondance dans le *natron* ; on le trouve aussi en Afrique près de Fezzan, où les habitants lui ont donné nom de *trona*. Il est peu intéressant.

Bi-carbonate de soude. Ce sel existe en solution dans les eaux de Vichy et du Mont-d'Or. — On le prépare en saturant le carbonate de soude d'acide carbonique (*Voyez* Bi-carbonates, page 131 et Bi-carbonate de potasse, page 145). — Ce sel se présente sous forme de prismes rectangulaires à quatre pans, terminés par une base rectangulaire oblique ; il est soluble dans dix fois son poids d'eau à la température ordinaire ; sa saveur est légèrement alcaline. Exposé à l'action de la chaleur, il perd la moitié de son acide, et se transforme en carbonate neutre indécomposable au feu ; chauffé, lorsqu'il est dissous, il perd seulement un quart de son acide et se transforme en sesqui-carbonate. — Ce sel jouit des mêmes propriétés médicales

que le bi-carbonate de potasse; il lui est même préféré. Il est très-employé dans le traitement des affections calculeuses qui dépendent de la surabondance de l'acide urique; il fait la base des pastilles digestives de M. Darcet, qui sont employées pour rétablir les fonctions de l'estomac, lorsqu'elles sont troublées par la formation d'une trop grande quantité d'acide.

Phosphate de soude. Ce sel, qui se rencontre dans l'urine, dans le sérum du sang et dans quelques autres matières animales, se prépare en saturant par la soude, ou, plus économiquement, par le carbonate de soude, l'excès d'acide phosphorique de phosphate acide de chaux, puis filtrant et concentrant la liqueur pour obtenir le phosphate de soude cristallisé.

Propriétés. Ce sel est blanc; il a une saveur légèrement salée qui n'a rien d'amer; il verdit le sirop de violettes, s'effleurit rapidement à l'air en devenant opaque, et se dissout dans quatre parties d'eau froide et dans une partie d'eau bouillante. Il cristallise en prismes obliques à bases rhomboïdales, contenant 64 centièmes d'eau de cristallisation. Exposé à l'action de la chaleur, il éprouve successivement la fusion aqueuse et ignée, et peut être coulé en un verre qui, en refroidissant, devient opaque et laiteux. Ainsi calciné, il précipite l'azotate d'argent en *blanc*, et non pas en jaune, comme avant la calcination, et forme un nouveau sel auquel M. Clark a donné le nom de *pyro-phosphate de soude.* Le phosphate de soude est employé dans les laboratoires pour la préparation de quelques phosphates insolubles.

Bi-phosphate, phosphite et hypo-phosphite de soude, sels peu étudiés et dépourvus d'intérêt.

Sulfate de soude (*sel de Glauber*, *sel admirable*, *soude vitriolée*, *alcali minéral vitriolé*). Ce sel a été découvert par Glauber, dans le résidu de la décomposition du sel marin par l'acide sulfurique, résidu dont on croyait jusqu'alors ne pouvoir retirer aucun parti. — Il existe dans la nature en solution, dans certaines eaux salées, telles que les eaux de Dieuse, Château-Salins, etc.; on le trouve aussi à l'état solide et combiné au sulfate de chaux dans un minéral de la Nouvelle-Castille; enfin il existe dans les plantes qui croissent sur le bord de la mer, et fait partie des soudes du commerce.

Préparation. La plus grande partie du sulfate de soude du commerce provient de l'action de l'acide sulfurique sur le chlorure de sodium, dans la préparation de l'acide chlorhydrique (*voyez* page 72); mais comme ce sel est impur et contient souvent du sulfate de fer, on le fait rougir dans un creuset de manière à décomposer ce dernier sel; puis on traite la masse par l'eau bouillante qui ne dissout que le sulfate de soude, qui cristallise par le refroidissement. — Nous verrons plus tard que le sulfate de soude forme encore le résidu de plusieurs autres opérations chimiques, telles que la préparation du sel ammoniac et des chlorures de mercure. — On peut encore se procurer le sulfate de soude en concentrant les eaux qui le contiennent en solution avec le chlorure de sodium; lorsque ces eaux sont soumises à l'ébullition et suffisamment concentrées, il se forme des flocons blancs qui ne sont autre chose qu'un sulfate double de soude et de chaux. Ce dépôt, recueilli et lavé à l'eau froide, est ensuite traité par l'eau bouillante, qui ne dissout que le sulfate de soude. La liqueur, filtrée et convenablement concentrée, fournit des cristaux de ce dernier sel.

Propriétés. Le sulfate de soude se présente sous forme de longs prismes à six pans, terminés par des sommets dièdres ou des pyramides à quatre faces; ces cristaux sont très-transparents, renferment 56 centièmes d'eau de cristallisation, et s'effleurissent très-promptement au contact de l'air sec. — Sa solubilité dans l'eau offre cela de remarquable, qu'elle augmente avec la température jusqu'à + 33°, et qu'elle décroît ensuite jusqu'à + 103, terme d'ébullition de cette solution. A + 33°, l'eau en dissout la moitié de son poids. — Le sulfate de soude anhydre est composé de 43,82 de soude (1 atome), et 56,18 d'acide sulfurique (1 atome). Les cristaux contiennent 44,23 de sel anhydre, et 55,77 d'eau. Sa formule est $(Na\,O,\ S\,O^3) + 10\ H^2\,O$. — Ce sel sert à la préparation de la soude artificielle; on l'emploie en médecine comme purgatif, à la dose d'une once ou une once et demie dans du bouillon aux herbes ou tout autre véhicule.

La plupart des autres sels de soude, tels que le bi-sulfate, le sesqui-sulfate, le sulfite, l'hypo-sulfite, le sélénite, le chlorate, le per-chlorate, l'iodate, l'hyper-iodate, offrent peu d'intérêt, et peuvent être passés sous silence.

Azotate de soude (*nitre cubique*). Ce sel a été découvert il y a plusieurs années au Pérou, près du port Yquique, où on le trouve sous l'argile, en couches épaisses, d'une étendue de plus de 50 lieues. On peut le préparer de toutes pièces en saturant le carbonate de soude par l'acide azotique. — Ce sel a une saveur fraîche, piquante et amère; il est blanc et cristallise en prismes rhomboïdaux anhydres, qui sont un peu déliquescents à l'air; projeté sur les charbons ardents, il active vivement la combustion. On a voulu substituer ce sel à l'azotate de potasse dans la fabrication de la poudre à canon; mais cette poudre est difficile à s'enflammer et brûle lentement. On peut le substituer avec plus d'avantage à l'azotate de potasse pour l'extraction de l'acide azotique.

§ III. *Combinaisons du baryum.*

A. *Baryum et oxygène*. On connaît deux oxydes de baryum : le protoxyde et le bi-oxyde.

Protoxyde de baryum, ou baryte.

Le protoxyde de baryum a été découvert, en 1774, par Schéele, dans une mine de bi-oxyde de manganèse; il a été obtenu pour la première fois à l'état de pureté par Fourcroy et Vauquelin; on lui a donné les noms de *terre pesante* et de *baryte* à cause de sa pesanteur, et on l'a considéré comme un corps simple jusqu'à la découverte du potassium.

Extraction. On obtient le protoxyde de baryum en calcinant l'azotate de baryte dans un creuset de terre ou dans une cornue de porcelaine; ce sel fond d'abord, puis se décompose en oxygène et en acide hypo-azotique qui se dégagent, et en baryte qui reste fixe; à mesure que la décomposition s'opère, la matière, qui était d'abord fluide, devient de plus en plus pâteuse, et finit par se prendre en une masse poreuse, blanche et solide : c'est le protoxyde de baryum. On laisse ensuite refroidir le creuset, et on retire l'oxyde que l'on conserve dans un flacon de verre à gros goulot et bouché à l'émeri.

Propriétés. La baryte pure est blanche, poreuse, très-friable, d'une saveur très-caustique; elle verdit fortement le sirop de violettes, et n'entre en fusion qu'à la chaleur produite par le chalumeau d'hydrogène et oxygène. — Exposé à l'air à la température ordinaire, le protoxyde de baryum en attire d'abord l'humidité et se délite, puis absorbe l'acide carbonique, passe à l'état de carbonate, se dessèche et se réduit en poussière. — Calciné au contact de l'air, il se transforme partie en bi-oxyde et partie en carbonate indécomposable au feu; ce résultat est dû à l'absorption et de l'oxygène et de l'acide carbonique de l'air. — Chauffé au rouge en présence du gaz oxygène, il absorbe une grande quantité de ce gaz et passe à l'état de bi-oxyde. — L'eau, à $+ 100^{\circ}$, dissout la dixième partie de son poids de protoxyde de baryum; cette solution, abandonnée à elle-même après avoir été filtrée, laisse déposer par le refroidissement des cristaux d'*hydrate de baryte*, qui sont formés d'un atome de base et de dix atomes d'eau; ces cristaux paraissent être des prismes hexagones, terminés à chaque extrémité par une pyramide tétraèdre; ils se groupent souvent en affectant la forme de feuilles de fougère. — L'eau, à $+ 15^{\circ}$, dissout la vingtième partie de son poids de protoxyde de baryum; cette solution, qui est connue sous le nom d'*eau de baryte*, attire promptement l'acide carbonique de l'air lorsqu'elle se trouve exposée à son contact; elle est fréquemment employée comme réactif dans les laboratoires, afin de démontrer la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné, lorsque cet acide ou les sels qu'il forme existent dans une solution; cette eau de baryte forme, en effet, avec l'acide sulfurique, un sulfate de baryte totalement insoluble dans l'eau et les acides. — Lorsqu'on projette une petite quantité de baryte dans de l'eau, l'absorption de ce liquide est si vive, qu'il se produit un sifflement analogue à celui qui se fait entendre lorsqu'on plonge un fer rouge dans l'eau. — Cet oxyde est composé de 100 de baryum (1 atome), et de 11, 66 d'oxygène (1 atome). Sa formule est Ba O.

En versant avec ménagement quelques gouttes d'acide sulfurique concentré sur de la baryte caustique, et dépourvue autant que possible de bi-oxyde de baryum, il se produit, d'après MM. Quesneville et Julia Fontenelle, une incandescence des plus vives; l'oxyde reste rouge pendant quelques minutes, et la réaction est si forte, que le vase dans lequel on fait l'expérience est fréquemment brisé.

La baryte est un poison très-violent dont l'absorption est fort rapide, et qui

détermine la mort en peu de temps, en agissant sur le système nerveux.

BI-OXYDE DE BARYUM.

Cet oxyde n'existe pas dans la nature. On le prépare soit en chauffant le protoxyde avec du gaz oxygène dans une cloche courbe disposée sur la cuve à mercure, en ayant soin d'entretenir la cloche toujours à moitié pleine de gaz tant que l'absorption a lieu; soit en faisant rendre du gaz oxygène, bien pur et desséché, au fond d'un ballon contenant du protoxyde de baryum porté au rouge naissant.

Propriétés. Le bi-oxyde de baryum est d'un gris-blanc, poreux, à peine sapide, décomposable, par une forte chaleur, en oxygène qui se dégage, et en protoxyde qui se transforme en partie en proto-carbonate, par l'absorption de l'acide carbonique de l'air. — Les métalloïdes sont sans action sur lui à froid; mais à chaud, ils le décomposent en donnant naissance à divers produits; l'hydrogène absorbe alors une partie de son oxygène et forme de l'eau qui se combine au protoxyde en produisant un hydrate très-fusible; le bore, le carbone, le phosphore et le soufre absorbent également une partie de son oxygène, le ramènent à l'état de protoxyde en se transformant eux-mêmes en acides qui se combinent au protoxyde. La plupart des métaux des quatre premières sections le décomposent aussi et produisent un composé de protoxyde de baryum et l'oxyde du métal que l'on emploie. Tous ces résultats peuvent facilement être constatés en faisant chauffer le bi-oxyde de baryum, avec le corps réagissant, dans une cloche courbe sur le mercure. — L'eau froide a peu d'action sur lui; elle le délite sans produire de bruit et sans l'échauffer; l'eau bouillante le décompose en dégageant une partie de son oxygène. — Tous les acides dissous dans l'eau font passer le bi-oxyde de baryum à l'état de protoxyde, et s'unissent à celui-ci en donnant naissance à un sel de baryte; mais l'oxygène, au lieu de se dégager, reste combiné à l'eau, et transforme celle-ci en bi-oxyde d'hydrogène, ou *eau oxygénée* (*voyez* page 45). — La *composition* du bi-oxyde de baryum peut être connue en chauffant un poids donné de protoxyde dans du gaz oxygène, jusqu'à ce que celui-ci soit entièrement transformé en bi-oxyde (Thénard). On trouve alors que ce dernier contient deux atomes d'oxygène pour un atome de base; sa formule est donc $Ba\,O^2$.

B. *Baryum et phosphore.* Ces deux corps peuvent s'unir quand on fait passer du phosphore en vapeur sur de la baryte portée au rouge; il se produit alors une réaction qui donne naissance à du PHOSPHURE DE BARYUM mêlé à du sous-phosphate de baryte. — Le composé que l'on obtient est solide, brillant, très-fusible, brun foncé; il répand une odeur alliacée à l'air humide; l'eau le décompose en se décomposant elle-même, et donne naissance à de l'hydrogène phosphoré spontanément inflammable, et à de l'hypo-phosphite de baryte qui reste en solution.

C. *Baryum et soufre.* — Le PROTO-SULFURE DE BARYUM peut s'obtenir soit en traitant la baryte par le gaz acide sulfhydrique à une température élevée, soit en décomposant le sulfate de baryte par un seizième de son poids de charbon à un feu violent; dans le premier cas, l'hydrogène de l'acide s'unit à l'oxygène de l'oxyde, tandis que le baryum et le soufre se combinent; dans le second cas, le charbon s'empare de tout l'oxygène du sel et se transforme en oxyde de carbone; le soufre et le baryum, mis à nu, restent combinés, et se trouvent dans les proportions nécessaires à la formation d'un proto-sulfure. — Ce composé se présente sous forme de lames blanches, soyeuses, plus solubles à chaud qu'à froid; cette solution peut dissoudre du soufre et former des *poly-sulfures* dont le degré de sulfuration n'a pas été examiné. — Le proto-sulfure est formé de 80, 98 de baryum (1 atome), et de 19, 02 de soufre (1 atome). Sa formule est Ba S.

D. *Baryum et chlore.* — Le CHLORURE DE BARYUM, que l'on désigne encore dans les officines sous les noms d'*hydro-chlorate* et de *muriate de baryte*, se prépare en calcinant dans un creuset de Hesse, et pendant une heure environ, un mélange à parties égales de chlorure de calcium et de sulfate de baryte, tous bien réduits en poudre. Ces deux corps fondent, réagissent l'un sur l'autre, et donnent naissance à du sulfate de chaux et à du chlorure de baryum. On pile la masse, on la jette dans l'eau bouillante, et après quelques instants de contact, on décante la liqueur, qui est ensuite filtrée et convenablement concentrée, pour faire cristalliser le chlorure de baryum. — Ainsi obtenu, il se présente sous forme de cristaux prismatiques à

quatre pans, formés d'un atome de chlorure et de deux atomes d'eau ; ces cristaux décrépitent quand on les chauffe, puis se dessèchent et éprouvent ensuite la fusion ignée. — Le chlorure de baryum est inaltérable à l'air, soluble dans trois fois son poids d'eau ; sa saveur est âcre et piquante. — Il est formé de 65, 94 de baryum (1 atome), et de 34, 06 de chlore (2 atomes). Sa formule est $Ba\,Ch^2$; celle des cristaux est $Ba\,Ch^2 + 2\,H^2\,O$.

Le chlorure de baryum est un poison très-violent lorsqu'on l'administre à hautes doses ; il est rapidement absorbé et produit des symptômes qui paraissent dépendre de l'influence qu'il exerce sur le système nerveux. Selon M. Orfila, le meilleur antidote de ce poison est la dissolution d'un sulfate, tel que celui de soude ou de magnésie ; en effet, ces sels ont la propriété de décomposer le chlorure de baryum et de produire du sulfate de baryte insoluble et sans action sur l'économie.—Administré à petites doses, le chlorure de baryum paraît pouvoir être utile dans le traitement des maladies scrofuleuses, des engorgements viscéraux, des affections squirrheuses ; on le donnait autrefois à la dose de $\frac{1}{4}$ ou $\frac{1}{3}$ de grain dans un véhicule gommeux ; des essais assez nombreux, qui ont été tentés récemment dans le service de M. Lisfranc, prouvent qu'on peut, sans qu'il en résulte d'accident, l'administrer dès le début, à la dose de 6 grains dans 4 onces d'eau distillée, et porter graduellement cette dose jusqu'à 30, 40 grains et au-delà. Sous l'influence de ce traitement, des tumeurs blanches articulaires ont sensiblement diminué de volume.

E. *Baryum et iode.* — L'IODURE DE BARYUM peut se préparer en dissolvant la baryte dans l'acide iodhydrique et chauffant le produit jusqu'au rouge. Il est blanc, solide, un peu déliquescent, d'une saveur légèrement piquante, cristallisé en prismes très-fins ou en aiguilles, soluble dans l'eau ; l'air le transforme peu à peu en iodure ioduré et en carbonate de baryte. — Il est formé de 35, 35 de baryum (1 atome), et de 64, 65 d'iode (2 atomes). Sa formule est $Ba\,I^2$.

OXY-SELS DE BARYTE.

Le protoxyde de baryum peut seul s'unir aux acides ; le bi-oxyde ne s'y combine qu'en perdant la moitié de son oxygène et se transformant en protoxyde.

Caractères distinctifs. Les sels de baryte sont incolores ; leur saveur est âcre et piquante, si le sel est soluble. — Leur solution n'est précipitée ni par le cyanure jaune de potassium et de fer, ni par les sulfhydrates, ni par la noix de Galle ; la potasse et la soude caustiques y forment un précipité blanc floconneux d'hydrate de baryte, soluble dans un excès d'eau ; l'ammoniaque n'y occasionne aucun changement ; les carbonates alcalins y produisent un précipité blanc floconneux de carbonate de baryte ; l'acide sulfurique et la solution d'un sulfate quelconque précipitent les sels de baryte en blanc (sulfate de baryte), pourvu que la solution du sel barytique contienne $\frac{1}{50000}$ de ce sel ; ce précipité est tout-à-fait insoluble dans l'eau et dans les acides.

CARBONATE DE BARYTE. Ce sel existe dans la nature, en Angleterre, dans la Haute-Styrie et en Sibérie ; les minéralogistes le désignent sous le nom de *witherite*. — Le carbonate artificiel peut être obtenu par double décomposition d'un carbonate soluble et de l'azotate de baryte. — Il est blanc, pulvérulent, indécomposable par la chaleur seule, mais décomposable en présence du charbon ou de la vapeur d'eau ; il est presque insoluble dans l'eau pure, légèrement soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique. — Introduit dans l'estomac, il exerce une action vénéneuse, probablement parce qu'il est transformé en sel soluble. Il est composé de 22, 34 d'acide (2 atomes), et de 77, 66 de baryte (1 atome).

Le PHOSPHATE, le PHOSPHITE et l'HYPOPHOSPHITE DE BARYTE sont sans usages.

SULFATE DE BARYTE. Ce sel, nommé autrefois *spath pesant*, existe en grande quantité dans la nature ; on le trouve abondamment en France, dans les départements du Puy-de-Dôme et du Cantal ; on le trouve aussi près de Bologne, en Hongrie, etc. ; le plus souvent il se trouve, comme partie accidentelle, dans les filons, ou bien il forme la gangue de certains métaux usuels ; en Auvergne, il constitue à lui seul des filons dans les terrains anciens ; ailleurs on l'observe en rognons, en stalactites, en masses fibreuses, grenues ou compactes, en tables rectangulaires, en octaèdres cunéiformes, etc.

Le sulfate de baryte artificiel peut être obtenu en traitant la solution d'azotate de baryte par l'acide sulfurique ou un sulfate soluble. Il est blanc, insipide, tout-à-fait insoluble dans l'eau et dans les acides, excepté dans l'acide sulfuri-

que concentré qui en dissout une petite quantité. — Calciné au rouge avec du charbon, il est transformé en proto-sulfure de baryum. — Le sulfate naturel, chauffé au rouge après avoir été pulvérisé et réduit en gâteaux minces avec de l'eau et de la farine, fournit un produit qui luit dans l'obscurité, et que l'on désignait autrefois sous le nom de *phosphore de Bologne*. On ignore la cause de cette phosphorescence. — Le sulfate de baryte est composé de 34, 37 d'acide sulfurique (1 atome), et de 65, 63 de protoxyde de baryum (1 atome). Sa formule est $Ba\,O$, $S\,O^3$. — On se sert du sulfate de baryte naturel dans les laboratoires pour la préparation de la baryte et de ses différents composés.

L'hypo-sulfate et le sulfite de baryte n'offrent aucun intérêt.

Chlorate de baryte. Ce sel n'existe pas dans la nature. On peut le préparer au moyen du procédé suivant, qui a été indiqué par M. James Lowe Wheeler. On dissout le chlorate de potasse dans l'eau chaude, on traite cette solution par un excès de fluorhydrate de fluorure de silicium (acide fluo-silicique liquide) et on chauffe le mélange pendant quelques minutes. Toute la potasse du chlorate est précipitée sous forme gélatineuse, à l'état de fluorure de silicium et de potassium, et l'acide chlorique, mis en liberté, reste en solution dans la liqueur avec l'excès de fluorhydrate. On filtre et on traite la solution par le carbonate de baryte. Ce sel est décomposé par l'acide chlorique qui s'empare de la baryte, et dégage l'acide carbonique. En même temps, l'excès de fluorhydrate est précipité à l'état de fluorure double de baryum et de silicium insoluble; on filtre de nouveau, et on fait évaporer la liqueur pour obtenir le chlorate de baryte cristallisé.

-Ce sel se présente sous forme de prismes carrés terminés par une surface oblique et quelquefois perpendiculaire à l'axe du cristal; il a une saveur âcre et piquante; il est soluble dans quatre parties d'eau à 10°. Lorsqu'on le décompose par le feu, on obtient de l'oxygène et du chlore qui se dégagent, et pour produit fixe du chlorure de baryum mêlé à de la baryte. — Ce sel sert dans les laboratoires à la préparation de l'acide chlorique (*voyez* pag. 59); il est formé de 49,62 d'acide (1 at.) et de 50,38 de base (1at.). — Sa formule est $Ba\,O$, $Ch^2\,O^5$.

Brômate de baryte. Ce sel peut s'obtenir en mettant la solution de chloride de brôme en contact avec l'eau de baryte; il y a formation de chlorure de baryum et de brômate de baryte que l'on peut séparer en raison de leur inégale solubilité (Balard). — Ce sel est peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, susceptible de former des cristaux blancs aciculaires qui fusent et donnent une flamme verte lorsqu'on les projette sur les charbons ardents. — Le brômate de baryte sert à la préparation de l'acide brômique (page 59).

Iodate de baryte. On peut l'obtenir en mettant l'iode en contact avec l'eau de baryte : il y a formation d'iodure de baryum soluble et d'iodate de baryte insoluble, qui se précipite sous forme de poudre blanche. Ce sel offre peu d'intérêt.

Azotate de baryte. Ce sel n'existe pas dans la nature; on l'obtient par le procédé suivant. On prend du sulfate de baryte naturel que l'on réduit en poudre très-fine, et que l'on mêle intimement avec la cinquième partie de son poids de charbon végétal bien pulvérisé; on emplit avec ce mélange un creuset de terre que l'on recouvre de son couvercle, et que l'on expose pendant deux heures à l'action d'un feu violent dans un fourneau à réverbère ou dans une forge. A cette température, le charbon décompose le sulfate de baryte, s'empare de tout l'oxygène de l'acide et de l'oxyde pour former de l'oxyde de carbone qui se dégage, et transforme le sulfate en sulfure de baryum. — On pulvérise la masse noirâtre qui provient de cette opération, on la délaie dans une terrine avec douze ou quinze fois son poids d'eau, et on la traite par un excès d'acide azotique étendu d'eau, en ayant soin de verser cet acide peu à peu et de remuer la masse avec un tube de verre. Il y a aussitôt production d'une vive effervescence occasionnée par le dégagement d'une grande quantité d'acide sulfhydrique qu'il est nécessaire d'enflammer avec un papier allumé, afin d'éviter les accidents que ce gaz pourrait produire si on le respirait. — Les phénomènes qui se passent dans cette opération sont faciles à concevoir; l'eau se décompose; son hydrogène se porte sur le soufre du sulfure de baryum et forme de l'acide sulfhydrique; l'oxygène s'unit au baryum et produit de la baryte, qui se combine à l'acide azotique. — On filtre ensuite la liqueur pour séparer le charbon qui était en excès, et la portion de sulfate de baryte qui n'avait pas été

attaquée; puis on la chauffe pour dégager l'acide sulfhydrique dissous, et pour précipiter l'excès de soufre. Enfin on filtre de nouveau et on concentre la liqueur pour faire cristalliser l'azotate de baryte.

Propriétés. Ce sel est blanc, cristallisé en octaèdres demi-transparents qui sont dépourvus d'eau de cristallisation; il est inaltérable à l'air; sa saveur est âcre. L'eau à + 15° dissout huit parties de ce sel; l'eau bouillante en dissout dix-huit parties. Il décrépite au feu, et se décompose comme tous les azotates en fournissant de l'oxygène, de l'acide azoteux, de la baryte ou du bi-oxyde de baryum. Il est composé de 41,44 d'acide (1 at.) et de 58,56 de base (1 at.). Sa formule est $Ba\,O,\ Az^2\,O^5$.

Ce sel sert dans les laboratoires à la préparation de la baryte; il est aussi fréquemment employé comme réactif.

§ IV. *Combinaisons du strontium.*

A. *Strontium et oxygène.* Ces deux corps se combinent en deux proportions et forment un protoxyde et un bi-oxyde de strontium.

Protoxyde de strontium, ou strontiane.

Cet oxyde se trouve dans la nature à l'état de combinaison avec l'acide sulfurique ou l'acide carbonique; son existence a été soupçonnée, en 1790, par Crawford, dans un minéral venant de *Strontian*, en Écosse, et que l'on croyait être du carbonate de baryte, tandis qu'il était formé de carbonate de strontiane. C'est à Hope et à Klaproth que l'on doit la connaissance exacte de ce composé.

On prépare la strontiane comme la baryte, c'est-à-dire en calcinant l'azotate de strontiane (*voyez* page 156). — Cet oxyde ressemble beaucoup à la baryte; il est en masse grisâtre et poreuse lorsqu'il est privé d'eau; mis en contact avec ce liquide, il donne lieu à un grand dégagement de chaleur. L'eau, à la température ordinaire, en dissout la 40e partie de son poids; elle en dissout la 20e partie à + 100°, et en laisse déposer par le refroidissement, sous forme de lames minces quadrangulaires; cette solution, connue sous le nom d'*eau de strontiane*, ramène au bleu le tournesol rougi et verdit le sirop de violettes. — Si on chauffe la strontiane au chalumeau, elle produit une belle flamme de couleur pourpre. — En versant avec ménagement quelques gouttes d'acide sulfurique à 66° sur de la strontiane, il y a un grand dégagement de calorique, mais il n'y a pas production de flamme comme avec la baryte. L'affinité de la strontiane pour l'acide sulfurique est si grande, qu'elle enlève cet acide aux oxydes avec lesquels il est combiné, et forme un sulfate presque aussi insoluble que celui de baryte. — La strontiane paraît composée de 84,55 de strontium (1 at.) et de 15,45 d'oxygène (1 at.).

Bi-oxyde de strontium.

On peut obtenir cet oxyde en versant peu à peu un excès d'eau de strontiane dans de l'eau oxygénée acide contenant dix à douze fois son volume d'oxygène. Il se forme tout-à-coup une foule de petites lames blanches satinées qui sont composées de bi-oxyde de strontium à l'état d'hydrate (Thénard). — Cet oxyde est blanc, brillant, sans saveur, sans odeur, décomposable par le feu en oxygène et en strontiane, à peine soluble dans l'eau, transformé lentement par ce liquide en oxygène et en protoxyde hydraté. Il est sans usages.

B. *Strontium et chlore.* Ces deux corps se combinent en une proportion.

Chlorure de strontium.

On peut le préparer en dissolvant la strontiane dans l'acide chlorhydrique, ou plus économiquement en saturant cet acide par le carbonate de strontiane. Il est blanc, solide, incolore, d'une saveur âcre et piquante, déliquescent, fixe au feu; l'eau en dissout les deux tiers de son poids à + 15, et une plus grande proportion à chaud; en se séparant de l'eau qui le tenait en solution, il cristallise en longues aiguilles blanches très-déliées, ayant la forme de prismes hexaèdres. Ces cristaux sont formés d'un atome de strontiane et de six atomes d'eau, et ont pour formule ($Sr\,Ch^2 + 6\,H^2\,O$). Le chlorure de strontium est formé de 55,39 de strontium (1 at.) et de 44,61 de chlore (2 at.) $= Sr\,Ch^2$.

L'*iode*, le *soufre*, le *phosphore* se combinent au strontium, et forment des composés qui ressemblent beaucoup à ceux que les mêmes corps produisent avec le baryum.

Oxy-sels de strontiane.

Caractères distinctifs. Les sels de prot-

oxyde de strontium sont généralement incolores, inodores, plus solubles que ceux de baryte; la saveur de ceux qui sont solubles est âcre et piquante.— Leur solution se comporte avec les réactifs comme la solution des sels de baryte (*voyez* page 158), à cette exception près que l'acide sulfurique ou les sulfates ne forment point de précipité dans la solution *très-étendue* des sels de strontiane. Ceux-ci colorent en rouge la flamme d'une bougie, et communiquent une couleur rouge pourpre à la flamme de l'alcool, ce que ne font point les sels de baryte.

Carbonate de strontiane. Il existe dans la nature, soit libre, soit uni au carbonate de chaux; sous ce dernier état il forme un minéral très-abondant en Auvergne, et désigné sous le nom d'*arragonite*. — On peut le préparer par double décomposition d'un carbonate soluble et de l'azotate de baryte. — Il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, décomposable au feu en présence du charbon. Il est sans usages.

Le phosphate, le phosphite et l'hypophosphite sont aussi sans usages.

Sulfate de strontiane. Il existe dans la nature : on le trouve dans beaucoup de pays et sous diverses formes; les montagnes de Montmartre et de Ménilmontant, près Paris, en contiennent de grandes quantités en masse opaque et à cassure compacte. Cette variété contient, d'après Vauquelin, 8,33 de carbonate de chaux et 0,25 d'oxyde de fer. — Le sulfate de strontiane artificiel se prépare par double décomposition d'un sulfate soluble et de l'azotate de strontiane.—Il est alors blanc, insipide, presque entièrement insoluble dans l'eau, puisqu'il faut 4000 parties d'eau pour dissoudre une partie de ce sel, un peu soluble dans l'acide sulfurique concentré, fusible sans décomposition à une haute température. — Il est formé de 43,64 d'acide sulfurique (1 at.) et de 56,36 de base. Sa formule est SrO, SO^3. — On s'en sert dans les laboratoires pour préparer la strontiane.

L'hypo-sulfate, le sulfite, l'hyposulfite, le chlorate, l'iodate, etc., de strontiane, offrent peu d'intérêt.

Azotate de strontiane. Ce sel se prépare de la même manière que celui de baryte, c'est-à-dire en transformant à l'aide de charbon le sulfate en sulfure, et traitant celui-ci par l'acide azotique. On se sert pour cela du sulfate de strontiane de Montmartre; mais comme ce sulfate contient du carbonate de chaux et un peu d'oxyde de fer, il faut, avant de le calciner, le faire digérer dans de l'acide chlorhydrique affaibli, qui enlève le carbonate et l'oxyde et laisse le sulfate intact. — L'azotate de strontiane se présente en cristaux blancs, de forme octaédrique ou prismatique; il a une saveur âpre et piquante; il est soluble dans la moitié de son poids d'eau bouillante, beaucoup moins soluble dans l'eau froide, insoluble dans l'alcool. Il s'effleurit à l'air, fond à une chaleur rouge et se décompose ensuite comme l'azotate de baryte, en laissant la strontiane pour résidu fixe. — Il est formé de 51,13 d'acide (1 at.) et de 48,47 de base (1 at.). Sa formule est SrO, Az^2O^5.

§ V. *Combinaisons du calcium.*

A. *Calcium et oxygène.* Ces deux corps s'unissent en deux proportions et forment un protoxyde et un bi-oxyde.

Protoxyde de calcium, ou chaux.

La chaux se rencontre très-abondamment dans la nature à l'état de combinaison avec les acides carbonique (craie, marbre, pierre à bâtir, pierre à chaux), sulfurique (pierre à plâtre), phosphorique (base solide des os, etc.), et azotique. Cette substance est connue depuis la plus haute antiquité; elle a été regardée comme simple jusqu'à ce que la découverte du potassium et du sodium ait mis sur la voie de la découverte de la composition des *terres*.

La chaux se retire des diverses variétés de carbonates naturels : en exposant ces sels à l'action de la chaleur, l'acide carbonique se dégage (*voyez* Acide carbonique, page 49), et la chaux reste pour résidu fixe. — Dans les laboratoires, on se sert pour cela du marbre blanc, parce que ce carbonate est entièrement pur; la calcination s'opère dans un creuset de terre que l'on expose pendant une heure et demie à une forte chaleur dans un fourneau à réverbère. On reconnaît que la chaux est entièrement privée d'acide carbonique à la propriété qu'elle a de ne plus faire effervescence avec les acides. — Dans les arts où la chaux se prépare en grand, on emploie, selon les localités, le marbre ou une pierre calcaire plus ou moins compacte, que l'on expose directement à l'action de la flamme de bois, dans des fours particuliers

que l'on désigne sous le nom de *fours à chaux*.

Propriétés. Le protoxyde de calcium est blanc, inodore, d'une saveur âcre et caustique, d'une densité spécifique de 2,3 d'après Kirwan; il verdit fortement le sirop de violettes, rougit la couleur jaune de curcuma; il est inaltérable au feu, même en présence de l'oxygène. Chauffé au chalumeau à gaz de Brook, il fond en produisant une flamme de couleur pourpre, et donne des globules vitrifiés jaunâtres. Soumis à l'action de l'air à la température ordinaire, il en attire peu à peu l'humidité, augmente de volume, se délite, se réduit en une poussière blanche, et finit enfin par absorber l'acide carbonique de l'air et par passer à l'état de carbonate. — Si l'on verse quelques gouttes d'eau sur la chaux *vive*, ce liquide est promptement absorbé, sans que l'oxyde paraisse mouillé. Au bout de très-peu de temps, la chaux se gonfle, s'échauffe, se fendille et se réduit en une poussière blanche très-fine, qui n'est autre chose que de l'*hydrate de chaux*. Dans cette opération, que l'on désigne dans les arts sous le nom d'*extinction de la chaux*, la température s'élève jusqu'à 300°; sous l'influence de cette température, une partie de l'eau qui remplissait les porosités de la chaux se vaporise avec violence, et exerce sur tous les points de l'oxyde une force d'expansion qui divise celui-ci en poussière. Dans les arts, on donne le nom de *chaux éteinte* à celle qui a été ainsi hydratée.

Lorsqu'on délaie la chaux hydratée dans de l'eau, elle reste quelque temps en suspension dans ce liquide, et lui communique un aspect laiteux qui lui a fait donner le nom de *lait de chaux*. Si on abandonne ce liquide à lui-même, la plus grande partie de la chaux se dépose, le liquide s'éclaircit, et l'eau retient en solution une portion de chaux qui, à la température ordinaire, s'élève à $\frac{1}{770}$ de son poids, à + 15°. C'est à cette solution que l'on donne le nom d'*eau de chaux*. — On distinguait autrefois l'eau de chaux en *première*, *seconde et troisième*; on les préparait en jetant à trois reprises de l'eau sur de la chaux délitée et décantant chaque fois; on avait reconnu que la première était plus sapide et plus caustique que les autres; cette différence provient de ce que la première renferme une petite quantité de potasse provenant des cendres du bois qui a servi à la préparation de la chaux.

L'eau de chaux est claire; elle a une saveur âcre et urineuse, elle verdit le sirop de violettes; elle se trouble quand on la chauffe, ce qui provient de ce que la chaux est plus soluble à froid qu'à chaud. Exposée à l'air, elle ne tarde pas à en absorber l'acide carbonique, qui forme à la surface une croûte mince de carbonate de chaux. Cette solution peut former des cristaux lorsqu'on la concentre dans le vide à côté d'une capsule contenant de l'acide sulfurique. Ces cristaux se présentent sous forme de petits hexaèdres réguliers coupés perpendiculairement à leur axe. — La chaux est composée de 71,90 de calcium (1 at.) et de 28,10 d'oxygène (1 at.) = Ca O. — L'hydrate de chaux est formé d'un atome de chaux et de deux atomes d'eau.

Il existe une chaux que l'on désigne sous le nom de *chaux hydraulique*, parce qu'elle a la propriété de durcir sous l'eau; cette chaux se prépare en calcinant le carbonate de chaux avec l'argile : c'est un silicate de chaux.

Usages. La chaux est employée dans les arts pour chauler le blé, faire des mortiers qui durcissent en se séchant et adhèrent intimement aux pierres avec lesquelles ils se trouvent en contact; on s'en sert aussi comme engrais. Les tanneurs emploient l'eau de chaux pour gonfler les peaux; les fabricants et raffineurs de sucre s'en servent dans les opérations de leur ressort (*voyez* Sucre); les ménagères l'utilisent pour conserver les œufs frais. — La chaux, avalée en poudre à la dose d'un ou deux gros, produit l'empoisonnement à la manière des substances âcres et corrosives; l'eau de chaux, administrée à faibles doses, jouit de propriétés astringentes et anti-acides. On la préconise dans le traitement des diarrhées et leucorrhées chroniques, certaines dyspepsies, la gravelle, les affections calculeuses, certaines tympanites, etc. On l'emploie extérieurement pour combattre les ulcères atoniques et cancéreux, la gale, la teigne, les écoulements de mauvaise nature. On se sert avec avantage d'un mélange d'eau de chaux et d'acétate de plomb pour combattre les brûlures; elle entre dans la composition du liniment calcaire, de l'eau phagédénique, etc. — Dans les laboratoires, on se sert de la chaux caustique pour préparer l'ammoniaque, la potasse, la soude; l'eau de chaux sert de réactif, etc.

La chaux hydratée, mise en contact avec le chlore gazeux, produit le chlo-

rure de chaux, dont nous allons maintenant nous occuper.

Chlorure de chaux.

Ce composé, qui est formé par un mélange de chlorure de calcium et d'hypo-chlorite de chaux, peut se préparer à l'état liquide ou à l'état sec. Dans le premier cas, on fait arriver le gaz chlore dans un lait de chaux; dans le second cas, on fait agir le chlore sur l'hydrate de chaux. Ce dernier produit, que l'on fabrique en grand, se prépare en plaçant des couches peu épaisses de chaux hydratée sur des planches percées de trous, et disposées les unes au-dessus des autres dans de grandes boîtes en bois; le chlore est amené à la partie inférieure de ces boîtes, déplace peu à peu l'air qui sort par un trou ménagé supérieurement et se trouve promptement absorbé par la chaux. L'opération est terminée lorsque l'odeur du chlore se fait sentir à l'orifice supérieur de la boîte. Voici ce qui se passe dans cette réaction : une partie de la chaux cède son oxygène à une portion de chlore, pour le transformer en acide hypo-chloreux qui s'unit à la portion de chaux non décomposée; le calcium, qui provient de la partie de chaux qui a perdu son oxygène, se combine de son côté à du chlore et forme du chlorure de calcium.

La chaux est convenablement saturée de chlore, lorsqu'une partie de chlorure de chaux en solution dans cent trente parties d'eau décolore quatre parties et demie de sulfate d'indigo.

Propriétés. Le composé que l'on désigne sous le nom de chlorure de chaux est solide, blanc, pulvérulent, soluble dans l'eau; il a l'odeur du chlore. Soumis à l'action de l'air, il en attire l'humidité, et finit par tomber en déliquium, en se transformant en chlorure de calcium. — La solution de ce composé répand aussi une odeur de chlore; exposée à l'air, elle en absorbe l'acide carbonique, laisse dégager du chlore et finit par se décomposer. Son action sur les matières colorantes est analogue à celle du chlore. — On s'en sert pour le blanchiment des toiles, pour détruire les miasmes putrides qui peuvent exister dans l'air, désinfecter les fosses d'aisance, etc. La médecine l'utilise pour le pansement des ulcères infects, des plaies compliquées de pourriture d'hôpital, des brûlures superficielles lorsque l'inflammation est éteinte, etc.

Bi-oxyde de calcium.

Ce composé peut s'obtenir, comme celui des trontium, en versant de l'eau de chaux dans de l'eau oxygénée contenant un peu d'acide chlorhydrique; la chaux se suroxyde aux dépens d'une partie de l'oxygène de l'eau oxygénée, et forme un hydrate de bi-oxyde qui cristallise en paillettes très-fines. Il est composé d'un atome de métal et de deux atomes d'oxygène.

B. *Calcium et phosphore*. Ces deux corps peuvent entrer en combinaison, lorsque l'on fait passer du posphore en vapeur sur du protoxyde de calcium chauffé au rouge : il y a décomposition d'une partie de ce dernier et formation de sous-phosphate de chaux et de PHOSPHURE DE CALCIUM qui restent mélangés. Pour faire cette opération, on introduit une petite quantité de phosphore dans un tube de verre long de 5 à 6 pouces, fermé à la lampe à une de ses extrémités et recouvert d'un lut terreux; on introduit des petits fragments de chaux au-dessus du phosphore; et on place ensuite le tube verticalement dans un petit fourneau, où on l'entoure complètement de charbons noirs, que l'on recouvre de quelques charbons allumés. De cette manière, la combustion se fait de haut en bas, et la chaux se trouve élevée à la température rouge avant que le phosphore se vaporise; l'opération est terminée lorsque le tube a été porté au rouge dans toute sa longueur. — La masse qui en provient est d'une couleur brune rougeâtre; elle répand une forte odeur alliacée à l'air humide, et se décompose dans l'eau en hypophosphite de chaux qui se dissout, et en hydrogène perphosphoré gazeux qui se dégage et s'enflamme spontanément à l'air.

C. *Calcium et soufre*. M. Berzélius admet trois SULFURES DE CALCIUM. Le *proto-sulfure*, formé d'un atome de soufre et d'un atome de calcium, se prépare soit en faisant agir l'acide sulfhydrique sur la chaux en suspension dans l'eau, soit en calcinant un mélange de sulfate de chaux et de charbon.—Le *bi-sulfure* se produit quand on fait bouillir un mélange de soufre et de chaux dans l'eau : le liquide orangé qui provient de cette opération, laisse déposer des cristaux jaunes de bi-sulfure hydraté.—Le *per-sulfure* se prépare comme le bi-sulfure, en ayant soin de soutenir l'ébullition et de mettre un excès de soufre.

D. *Calcium et chlore*. Ces deux corps s'unissent en une proportion. Le CHLO-

rure de calcium existe naturellement dans les eaux de certaines fontaines et dans les matériaux salpêtrés. — On le prépare artificiellement en traitant la chaux ou plus simplement le carbonate de chaux, par l'acide chlorhydrique, faisant évaporer et exposant le résidu solide à une chaleur rouge pour le fondre et le couler en plaques, que l'on casse en petits morceaux qui doivent être conservés dans des flacons bien bouchés. — Quand on prépare de l'ammoniaque (*voyez* page 78), le résidu est entièrement formé de chlorure de calcium mêlé à un excès de chaux dont on peut le débarrasser en traitant la masse par l'eau, filtrant et évaporant comme ci-dessus.

Le chlorure de calcium (*muriate* ou *hydro-chlorate de chaux*) est solide, demi-transparent, d'une saveur âcre, piquante et amère, fusible à la température rouge, très-avide d'eau, tombant rapidement en déliquium lorsqu'on l'abandonne à l'air, soluble dans la moitié de son poids d'eau à 0°, et dans le quart de son poids à + 15°. Cette solution, évaporée convenablement, peut fournir, avec difficulté toutefois, des cristaux prismatiques à six pans, terminés par des pyramides aiguës. — Il est formé de 36, 65 de calcium (1 atome) et de 63, 35 de chlore (2 atomes) = $Ca\,Ch^2$.

On s'en sert dans les laboratoires pour dessécher les gaz. — On l'a administré en médecine à titre de fondant pour combattre les affections scrofuleuses, les engorgements des glandes lymphatiques, etc.; il est très-peu employé aujourd'hui.

E. *Calcium et fluor.* Le fluorure ou phtorure de calcium existe abondamment dans la nature; les minéralogistes le désignent sous le nom de *spath fluor*; il sert le plus souvent de gangue à certaines mines de plomb et d'étain; on le trouve en fragments irréguliers ou en cristaux cubiques colorés en bleu, en jaune, en vert ou en violet. Ce composé décrépite lorsqu'on le projette sur une pelle de fer rougie au feu, et devient phosphorescent en répandant une lumière violacée. — Il est employé pour la préparation des différents composés de fluor.

F. *Calcium et sélénium, brôme, iode.* Les combinaisons que le calcium forme avec ces trois métalloïdes sont peu intéressantes à connaître.

Oxy-sels de chaux.

Caractères distinctifs. Les sels de chaux sont généralement blancs; leur saveur est âcre et piquante si le sel est soluble; un grand nombre d'entre eux sont insolubles à l'état neutre, et plus ou moins solubles à l'état de sur-sels. L'acide sulfhydrique et les sulfhydrates, le cyanure jaune de potassium et de fer, l'ammoniaque et l'infusion de noix de Galle, ne troublent point la solution de ces sels; l'acide sulfurique et les sulfates solubles la précipitent en blanc lorsque la solution est suffisamment concentrée, (sulfate de chaux); la solution très-étendue n'est pas troublée par ces réactifs. L'oxalate d'ammoniaque la précipite en blanc (oxalate de chaux) quelqu'étendue qu'elle soit. — La potasse et la soude précipitent les sels de chaux en blanc (chaux hydratée); les carbonates solubles les précipitent en blanc (carbonate de chaux); enfin la solution de savon forme dans la solution de ces sels des flocons blancs de margarate et d'oléate de chaux.

Carbonate de chaux. Ce sel est peut-être de toutes les substances minérales la plus répandue dans la nature; on le rencontre dans tous les terrains, sous forme de couches ou de bancs plus ou moins étendus; il forme à lui seul des chaînes de montagnes, c'est lui qui constitue les diverses variétés de marbre, de pierre à chaux, de craie, d'albâtre, de stalactites; il fait partie des terrains cultivés, des coquilles de mollusques, des polypiers, des os des animaux et d'une foule d'espèces minérales; il entre aussi dans la composition de certaines eaux de source où il est tenu en solution par un excès d'acide carbonique. — Le carbonate de chaux cristallisé affecte des formes très-nombreuses qui peuvent toutes être ramenées à un rhomboèdre obtus. — Ce sel est souvent coloré; ses teintes, qui sont très-diversifiées, sont dues à des substances étrangères, telles que l'oxyde de fer, celui de manganèse, le bitume, etc.

Le carbonate de chaux artificiel peut se préparer par double décomposition de l'azotate de chaux et d'un carbonate soluble. Il est insipide, insoluble dans l'eau, décomposable à la chaleur rouge en acide carbonique et en protoxyde de calcium : il est soluble dans l'eau saturée d'acide carbonique qui le fait passer à l'état de bi-carbonate; mais ce sel est peu stable et ne tarde pas à abandonner une partie de son acide carbonique à l'air libre, et à se précipiter. — Le carbonate de chaux peut être obtenu à l'état d'hydrate, lorsqu'on expose à l'air une solution de sucre saturée de chaux. Il se for-

me peu-à-peu dans cette liqueur des cristaux rhomboédriques très-aigus, qui résultent de l'union de l'acide carbonique de l'air avec la chaux, et qui sont un véritable carbonate de chaux hydraté dont la formule est (Ca O, $C^2 O^2$) + 5 H^2 O. Tout le monde connaît les usages de la pierre à chaux, de la pierre à bâtir, du marbre et de l'albâtre. La poudre d'yeux d'écrevisses, d'écailles d'huîtres, de coquilles d'œufs, etc., que l'on administre en médecine à titre d'absorbant et d'anti-acide, ne doit ses vertus qu'au carbonate de chaux qu'elle contient. Ce sel est formé de deux atomes d'acide carbonique, 43, 61, et d'un atome de chaux, 53, 39.

Phosphates de chaux. L'acide phosphorique et la chaux peuvent se combiner en cinq proportions, et former 1° un phosphate *neutre* qui n'existe pas dans la nature, se prépare en versant la solution d'un sel de chaux dans du phosphate de soude dissous, et est formé d'un atome d'acide phosphorique et de deux atomes de chaux = (2 Ca O), $P^2 O^5$; 2° un phosphate *sesqui-basique* formé de trois atomes de chaux et un atome d'acide = (3 Ca O), $P^2 O^5$ qui se trouve abondamment dans la nature; surtout en Estramadure, où il forme des montagnes entières; 3° le *sous-phosphate des os*, dont la composition peut être représentée par deux atomes de phosphate sesqui-basique et un atome de phosphate neutre, et dont la formule est (8 Ca O, 3 $P^2 O^5$); 4° le *sesqui-phosphate* composé de quatre atomes de chaux et de trois atomes d'acide = (4 Ca O, 3 $P^2 O^5$), et enfin le *bi-phosphate* formé d'un atome de base et d'un atome d'acide phosphorique. Ce dernier et le phosphate des os méritent seuls de nous arrêter un instant.

Sous-phosphate de chaux des os. Ce sel, qui forme près des deux cinquièmes du poids des os des animaux, s'obtient à l'état de pureté en prenant des os calcinés et broyés, les faisant dissoudre dans l'acide azotique affaibli, et versant ensuite un excès d'ammoniaque dans cette dissolution. —L'acide azotique, en agissant sur le sous-phosphate des os, lui enlève une partie de sa base et le transforme en bi-phosphate soluble; l'ammoniaque, versée dans cette dissolution, s'empare de l'acide azotique et met en liberté la chaux, qui se recombine au bi-phosphate et reforme du sous-phosphate, qui se précipite en une gelée blanche qui doit être recueillie sur un filtre, puis lavée et desséchée. — Le but de ces opérations est de séparer ce sel du carbonate de chaux et des autres substances fixes des os; ces différentes substances, également dissoutes dans l'acide azotique, restent en solution quand on traite la liqueur par l'ammoniaque. — Ce sous-phosphate de chaux est blanc, pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides azotique, chlorhydrique, etc.

Ce sel joue un rôle important dans l'économie animale.—Il fait partie de plusieurs médicaments. — Dans les laboratoires on s'en sert pour préparer tous les autres phosphates.

Bi-phosphate de chaux. Ce sel se prépare en délayant dans l'eau les os calcinés à blanc et réduits en poudre, et traitant la masse par une quantité d'acide sulfurique qui doit former le tiers du poids des os. Cet acide enlève au sous-phosphate des os la moitié de la chaux qui entre dans sa composition, et le transforme en bi-phosphate soluble, que l'on peut obtenir en délayant la masse dans une plus grande quantité d'eau, filtrant et évaporant la liqueur en consistance mielleuse (*voyez* extraction du phosphore, page 35). — Ce sel se présente sous forme d'une masse demi-solide, composée d'une multitude de petites lames blanches micacées. Il rougit fortement la teinture de tournesol, et se dissout très-facilement dans l'eau. Le charbon le décompose à une haute température, s'empare de l'oxygène de son excès d'acide, et met le phosphore en liberté. C'est sur cette propriété qu'est fondée l'extraction de ce dernier corps. Exposé à l'action du feu, il se dessèche, se boursoufle, entre en fusion à la température rouge, et se transforme en refroidissant en une masse vitreuse, transparente, insipide et sans action sur la teinture de tournesol.

Le phosphite, l'hypo-phosphite et le borate de chaux sont sans usages.

Sulfate de chaux. Ce sel existe abondamment dans la nature, il se trouve sous deux états : anhydre ou hydraté. Le premier existe le plus souvent en grandes masses à structure lamellaire; quelquefois il est cristallisé en primes rectangulaires. — Le sulfate de chaux hydraté (*gypse*, *sélénite*, *plâtre*) se présente sous des formes diverses; la variété la plus répandue contient douze centièmes de son poids de carbonate de chaux, du sable, de l'argile, des débris de matières organiques, et constitue la *pierre à plâtre* si commune aux environs de Paris, dans les montagnes de Montmartre et de Mé-

nilmontant. Une seconde variété est cristallissée en lames quelquefois limpides comme de l'eau, d'autres fois colorées en jaune-rougeâtre par une petite quantité d'oxyde de fer, et ordinairement groupées en forme de fer de lance. Cette variété devient blanche et opaque en perdant son eau, lorsqu'on l'expose à la chaleur du feu ; on s'en sert principalement pour faire les objets de sculpture. — Les eaux de puits contiennent en solution une proportion plus ou moins considérable de sulfate de chaux (sélénite) qui les rendent impropres à la cuisson des légumes et à la dissolution du savon.

Le sulfate de chaux est si répandu dans la nature, qu'on ne le prépare pas ; cependant, lorsqu'on veut l'avoir très-pur dans les laboratoires, on combine l'acide sulfurique avec la chaux qui provient de la calcination du marbre blanc.

Propriétés. Le sulfate de chaux est blanc, insipide, inodore, fusible à l'action d'un grand feu, soluble dans 460 fois son poids d'eau, plus soluble dans l'eau aiguisée d'acide sulfurique. Lorsqu'il est bien sec, il attire l'humidité de l'air sans tomber en déliquium ; mis en contact avec l'eau, il l'absorbe, s'échauffe, et la masse ne tarde pas à se solidifier. — Il est composé de 58, 47 d'acide sulfurique (1 atome) et de 41, 53 de base (1 atome) = $Ca\,O, S\,O^3$.

Le sulfate de chaux sert à la préparation du plâtre, dont tout le monde connaît les usages.

L'HYPO-SULFATE, le SULFITE, l'HYPO-SULFITE, le SÉLÉNITE, le CHLORATE, le BRÔMATE et l'IODATE DE CHAUX ont été peu étudiés et sont sans usages.

AZOTATE DE CHAUX. Ce sel existe tout formé dans la nature ; on le trouve dans les vieux plâtras et dans les matériaux salpêtrés ; il y est mêlé à l'azotate de magnésie. — Dans les laboratoires on le prépare en traitant le carbonate de chaux par l'acide azotique affaibli, filtrant la liqueur lorsque la dissolution est complète, puis l'évaporant jusqu'à ce qu'elle ait acquis une consistance sirupeuse ; par le refroidissement, le sel peut cristalliser en prismes à six pans terminés par des pyramides. Cette cristallisation est difficile à obtenir. — L'azotate de chaux est déliquescent et par conséquent très-soluble dans l'eau et dans l'alcool ; l'eau à + 15° dissout quatre fois son poids de ce sel. Il est composé de 34, 46 de base (1 atome) et de 65, 54 d'acide (1 atome) = $Ca\,O, Az^2\,O^5$.

§ VI. *Combinaisons du magnésium.*

A. *Magnésium et oxygène.* Ces deux corps s'unissent en une proportion.

OXYDE DE MAGNÉSIUM OU MAGNÉSIE.

La magnésie se trouve dans la nature combinée avec les acides sulfurique, carbonique, azotique borique, phosphorique et silicique ; on la trouve aussi à l'état d'hydrate ; on la retire ordinairement du sulfate de magnésie. Cette opération se pratique en versant une solution de carbonate de potasse ou de soude dans la solution de sulfate de magnésie ; il y a aussitôt double décomposition, formation de sulfate de potasse ou de soude soluble et de carbonate de magnésie insoluble qui se précipite. On recueille ce précipité sur un filtre, on le lave, on le dessèche, puis on le calcine au rouge dans un creuset de terre pour faire dégager l'acide carbonique et obtenir la magnésie à l'état de pureté.

Propriétés. La magnésie est en poudre blanche, douce au toucher, insoluble, inodore, d'une saveur un peu âcre et alcaline, d'une densité de 2,300 ; elle verdit le sirop de violettes ; elle est infusible au feu de forge, inattaquable par le gaz oxygène, décomposable à l'aide de la chaleur par le chlore ; elle absorbe le gaz acide carbonique de l'air à la température ordinaire : aussi ne peut-on la conserver que dans des flacons bouchés à l'émeri. — Elle est formée de 61, 29 de magnésium (1 atome) et de 38, 71 d'oxygène (1 atome).

La médecine utilise la magnésie dans un grand nombre de circonstances, comme anti-acide et absorbante, à la dose de 6 à 24 grains, et comme antidote de l'empoisonnement par les acides, à dose qui varie suivant les cas. La magnésie est un purgatif très-doux et très-fidèle qui n'est pas assez employé comme tel : il résulte d'une série d'expériences entreprises par M. le docteur A. Trousseau qu'un gros de magnésie calcinée administrée dans un verre d'eau sucrée, purge plus sûrement et produit un plus grand nombre de selles qu'une once de sulfate de soude, ou que trois gouttes d'huile de croton-tiglium.

B. *Magnésium et soufre.* Ces deux corps peuvent se combiner en une proportion. Le SULFURE DE MAGNÉSIUM peut s'obtenir, soit en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans de l'eau qui contient de l'hydrate de magnésie en

suspension, soit en calcinant fortemen le sulfate de magnésie dans un creuset brasqué. — Ce composé n'offre aucun intérêt.

C. *Magnésium et chlore.* Le CHLORURE DE MAGNÉSIUM se produit en faisant passer du chlore gazeux à travers de la magnésie chauffée au rouge; il y a formation de chlorure de magnésium et dégagement d'oxygène; on le prépare encore, mais à l'état d'hydrate, en traitant le carbonate de magnésie par l'acide chlorhydrique. Ce composé est blanc, solide, déliquescent; il existe naturellement dans certaines eaux salées, dans les matériaux salpêtrés, etc. — Il est formé de 26, 36 de magnésium (1 atome) et de 73, 64 de chlore (2 atomes).

D. *Magnésium et brôme.* Le BRÔMURE DE MAGNÉSIUM existe dans les eaux mères des marais salants; on le prépare artificiellement en traitant la magnésie décarbonatée par le brômure de fer dissous dans l'eau bouillante. — C'est du brômure de magnésium naturel que l'on retire le brôme (*voyez* page 41).

Les autres composés de magnésium ont été peu étudiés.

OXY-SELS DE MAGNÉSIE.

Caractères distinctifs. Les sels de magnésie sont généralement incolores, inodores, d'une saveur fraîche et amère lorsqu'ils sont solubles. — Les sulfhydrates, l'infusion de noix de Galle, la cyanure jaune de potassium et de fer et les bi-carbonates alcalins ne précipitent pas la solution des sels de magnésie; cependant les bi-carbonates la précipitent à chaud. La potasse et la soude y forment un précipité blanc gélatineux d'hydrate de magnésie, insoluble dans un excès d'alcali; l'ammoniaque n'agit pas sur les sels acides et ne précipite que les sels neutres; il y a dans ce dernier cas décomposition de la moitié du sel, précipitation d'hydrate de magnésie insoluble, et formation d'un sel double ammoniaco-magnésien soluble. Les carbonates de potasse et de soude précipitent les sels de magnésie en blanc, en formant un carbonate de magnésie insoluble.

BORATE DE MAGNÉSIE. Ce sel existe dans la nature et constitue une espèce minérale que l'on trouve près de Lunébourg et de Kiel, et que l'on désigne sous le nom de *boracite*; ce minéral contient aussi du carbonate de chaux. — Le borate artificiel peut se préparer en faisant dissoudre le magnésie dans l'acide borique; il est sans usages.

CARBONATES DE MAGNÉSIE. L'acide carbonique se combine en trois proportions à la magnésie, et forme : 1° un *carbonate neutre* qui existe dans certaines eaux, et que l'on peut préparer artificiellement en faisant passer de l'acide carbonique à travers un excès de magnésie délayé dans de l'eau. Il est formé d'un atome de magnésie et de deux atomes d'acide carbonique; lorsqu'il est cristallisé, il contient en outre six atomes d'eau; 2° un *bi-carbonate* que l'on obtient en chargeant fortement d'acide carbonique une solution de carbonate neutre; il se décompose à l'aide de la chaleur en acide carbonique qui se dégage et en carbonate neutre qui se précipite; il ne peut par conséquent exister qu'en solution. Ce sel est composé d'un atome de magnésie et de quatre atomes d'acide; 3° un *carbonate basique* qui offre seul de l'intérêt, et que nous allons examiner plus longuement.

CARBONATE BASIQUE. Ce sel ne se trouve presque jamais à l'état de pureté dans la nature; uni à l'hydro-silicate de magnésie, il forme une espèce minérale désignée sous le nom de *magnésite*, que l'on rencontre en Moravie; on le trouve plus abondamment à l'état de carbonate double de magnésie et de chaux.

Le carbonate de magnésie se prépare en décomposant le sulfate de magnésie dissous à chaud dans huit ou dix fois son poids d'eau distillée, par la solution de carbonate de potasse ou de soude; il y a double décomposition, formation de carbonate de magnésie insoluble et de sulfate de potasse ou de soude solubles. Il faut cinq parties de carbonate de soude pour décomposer quatre parties de sulfate de magnésie.—On recueille le précipité, on le lave à l'eau chaude jusqu'à ce que celle-ci n'ait plus de saveur, puis on le dessèche à l'étuve. Dans le commerce on lui donne la forme de petits parallélipipèdes en l'enfermant dans des petits moules en bois lorsqu'il est déjà en partie privé d'eau, et en le desséchant alors avec rapidité.

Le carbonate de magnésie (*magnésie blanche*, *magnésie carbonatée*) est insipide, inaltérable à l'air, presqu'insoluble dans l'eau, puisqu'il faut environ 2,500 parties de ce liquide pour dissoudre une partie de ce carbonate. Exposé à une chaleur rouge, il est décomposé en acide carbonique qui se dégage, et en

oxyde de magnésium qui reste à l'état de pureté. — Il est formé de 44, 75 de magnésie, 35, 77 d'acide carbonique et 19, 48 d'eau ; c'est donc un carbonate hydraté. M. Berzélius le regarde comme composé d'un atome d'hydrate de magnésie et de trois atomes de carbonate neutre, ce qui donne pour formule 3 ($Mg O, C^2 O^2 + H^2 O$) + ($Mg O, H^2 O$). — Les usages de ce sel sont semblables à ceux de la magnésie calcinée.

Phosphate de magnésie. Ce sel existe dans la nature ; on le trouve en petite quantité dans les os, dans l'urine de certains animaux, dans quelques graines céréales ; combiné au phosphate d'ammoniaque, il constitue un sel double (*phosphate ammoniaco-magnésien*) qui forme la base des volumineux calculs intestinaux du cheval. Le phosphate de magnésie artificiel se prépare par double décomposition du phosphate de soude et du sulfate de magnésie. — Il est blanc, cristallisé en prismes hexaèdres irréguliers terminés par des extrémités obliques, ou en aiguilles très-fines qui ressemblent à des étoiles par leur entrelacement. Il est efflorescent, soluble dans 15 parties d'eau froide, décomposé par l'eau bouillante en sous-sel insoluble et en sel acide soluble.

Sulfate de magnésie (*sel d'Epsom*, d'*Egra*, de *Sedlitz*, *sel cathartique amer*). Il existe en solution dans les eaux minérales d'Epsom, d'Egra, de Sedlitz, de Seydchtuz, dans les eaux de la mer, etc. ; on le rencontre quelquefois effleuri dans certains terrains schisteux. On obtient ce sel par trois procédés différents : 1° On fait évaporer à chaud les eaux qui le contiennent, puis on les laisse refroidir ; le sel s'en précipite alors sous forme de petites aiguilles. — 2° En Italie, on expose à l'air pendant plusieurs mois les schistes qui contiennent de la magnésie et du sulfure de fer, et on les arrose de temps en temps : peu à peu le soufre et le fer se combinent à l'oxygène de l'air, et forment de l'acide sulfurique qui s'unit presqu'entièrement à la magnésie, et de l'oxyde de fer qui reste libre ou absorbe une petite quantité d'acide sulfurique. On lessive les schistes lorsqu'ils sont recouverts d'efflorescences de sulfate de magnésie, on ajoute à la liqueur un peu de chaux hydratée pour décomposer la portion de sulfate de fer qui a été dissoute, et transformer ce sel en sulfate de chaux et en oxyde de fer, tous deux insolubles ; puis on filtre et on évapore pour faire cristalliser le sulfate de magnésie que l'on purifie par de nouvelles dissolutions et cristallisations. — 3° En Angleterre on calcine la pierre calcaire magnésifère (carbonate double de magnésie et de chaux) ; lorsque l'acide carbonique est dégagé, on transforme les deux oxydes en hydrates, que l'on traite d'abord par l'acide chlorhydrique en quantité suffisante pour dissoudre la chaux, et par l'acide sulfurique ou la solution de sulfate de fer qui transforment la magnésie en sulfate, que l'on fait ensuite cristalliser comme dans les procédés qui précèdent.

Propriétés. Le sulfate de magnésie pur est blanc, très-amer, cristallisé en prismes rectangulaires à quatre pans terminés par des pyramides à quatre faces qui contiennent 51, 41 pour cent d'eau de cristallisation. Ce sel s'effleurit lentement à l'air ; lorsqu'on le chauffe, il éprouve la fusion aqueuse, perd son eau de cristallisation, et se convertit en une masse blanche qui n'éprouve pas la fusion ignée. A la température rouge-cerise, une petite quantité de sulfate de magnésie est décomposée en oxygène et acide sulfureux qui se dégagent, et en magnésie qui reste libre. L'eau a + 15° dissout $\frac{32}{100}$ de ce sel ; elle en dissout $\frac{72}{100}$ à + 97°. — Il est composé de 34,02 de magnésie (1 atome) et de 95, 60 d'acide (1 atome). Lorsqu'il est cristallisé, il contient, d'après M. Gay-Lussac, 7 atomes d'eau, par conséquent sa formule serait ($Mg O, S O^3$) + 7 $H^2 O$).

Ce sel est utilisé en pharmacie pour préparer la magnésie pure ou carbonatée ; la médecine l'emploie comme purgatif doux, à la dose de 2 gros à 2 onces dans un véhicule aqueux abondant. Il fait partie de plusieurs eaux minérales purgatives.

Le sulfite, l'hypo-sulfite et le chlorate de magnésie sont sans usages.

Azotate de magnésie. Ce sel existe dans la nature ; il fait partie des matériaux salpêtrés ; il est sans usages.

§ VII. *Combinaisons de l'aluminium.*

A. *Aluminium et oxygène.* Ces deux corps se combinent en une proportion.

Oxyde d'aluminium ou alumine.

Cet oxyde existe à l'état de pureté dans le saphir ; mélangé à la silice, il forme la base de toutes les argiles ; on le trouve aussi à l'état de combinaison avec les acides sulfurique et phosphorique. — On extrait l'alumine de l'alun, qui

est un sulfate double d'alumine et de potasse, ou bien un sulfate d'alumine et d'ammoniaque. On traite la solution de ce sel par un excès de carbonate de potasse; il se forme un précipité de carbonate d'alumine, que l'on dissout dans l'acide chlorhydrique de manière à le transformer en chlorure d'aluminium. Cette dernière dissolution est traitée à son tour par l'ammoniaque liquide : il y a aussitôt décomposition de l'eau et du chlorure d'aluminium, formation d'alumine qui se précipite en gelée, et d'acide chlorhydrique qui se combine à l'ammoniaque. On recueille l'alumine, on la lave sur un filtre pour la priver du chlorhydrate d'ammoniaque qu'elle peut contenir, et on la fait sécher.— En se contentant de verser de l'ammoniaque dans une solution d'alun, comme on le faisait autrefois, il se précipite du sous-sulfate d'alumine, et non pas de l'alumine pure. — On peut encore obtenir de l'oxyde d'aluminium à l'état de pureté, en calcinant dans un creuset de l'alun à base d'ammoniaque (sulfate double d'alumine et d'ammoniaque); l'acide sulfurique et l'ammoniaque se dégagent, et il ne reste plus que de l'alumine en poudre blanche (Gay-Lussac).

Propriétés. L'alumine, telle que l'ammoniaque la précipite du chlorure d'aluminium, se présente sous forme d'une gelée formée d'un atome d'alumine et de 16 atomes d'eau (*hydrate d'alumine*). Lorsqu'elle est desséchée, elle est sous forme d'une poudre blanche, douce au toucher, happant à la langue, infusible au feu de forge, fusible à la température développée par le chalumeau à gaz, insoluble dans l'eau, et faisant pâte avec ce liquide, inattaquable par l'oxygène et les différents métalloïdes, susceptible de s'unir aux acides, et même de jouer le rôle d'élément électro-négatif, par rapport à certaines bases, telles que la potasse, la soude, la magnésie, l'oxyde de zinc, etc. Chauffée avec de l'azotate de cobalt et un peu d'eau, la masse prend une belle couleur bleue. — L'alumine est formée de 53,3 d'aluminium (2 at.) et de 46,7 d'oxygène (3 at.).

B. Les combinaisons que l'aluminium forme avec les différents métalloïdes sont peu importants à connaître.

OXY-SELS D'ALUMINIUM.

Caractères distinctifs. Les sels à base d'alumine sont généralement incolores, inodores, d'une saveur astringente. La solution de ces sels n'est pas précipitée par le cyanure jaune de potassium et de fer : cette solution donne 1°, avec la potasse et la soude caustiques, un précipité blanc (hydrate d'alumine), soluble dans un excès d'alcali ; 2°, avec l'ammoniaque, un précipité blanc, à peine soluble dans un excès d'ammoniaque ; 3°, avec le sulfate de potasse ou le sulfate d'ammoniaque, en solution très-concentrée, des cristaux d'alun qui se forment promptement ; 4°, avec le sulfhydrate d'ammoniaque ou le sulfure de potassium, un précipité blanc d'hydrate d'alumine, et un dégagement de gaz sulfhydrique.

Le BORATE, le CARBONATE, l'AZOTATE, le SULFITE, le PHOSPHATE D'ALUMINE, etc., sont sans usages.

SULFATE D'ALUMINE. Ce sel n'a pas encore été rencontré à l'état de pureté dans la nature ; il est toujours combiné ou mélangé à d'autres substances. A l'état de sulfate basique, on l'a trouvé dans l'Angleterre, la France et l'Allemagne ; il est en petites masses disséminées dans des couches de terre crayeuse et forme une espèce minérale désignée sous le nom d'*aluminite*. — Le sulfate d'alumine artificiel se prépare en dissolvant de l'alumine en gelée dans de l'acide sulfurique, jusqu'à ce que cet acide refuse d'en dissoudre ; puis, évaporant la dissolution jusqu'en consistance sirupeuse. — Ce sel est blanc, très-soluble dans l'eau ; il rougit la teinture de tournesol, cristallise avec difficulté en houppes soyeuses. Exposé à l'action de la chaleur, il se boursoufle, se dessèche et se décompose, en laissant pour résidu de l'alumine pure.

ALUN (*sulfate double d'alumine et de potasse*, ou *d'alumine et d'ammoniaque*). L'alun a été regardé pendant long-temps comme du sulfate d'alumine. C'est aux travaux de Vauquelin, Chaptal, etc., que l'on doit la découverte de la composition de ce sel. Il y a deux espèces d'alun : 1° de l'*alun à base de potasse* ; 2° de l'*alun à base d'ammoniaque*. Il y a même des variétés d'alun qui, outre l'alumine, qui en forme la base essentielle, contiennent à la fois de la potasse et de l'ammoniaque, et constituent un sel *triple*.—L'alun ne se rencontre tout formé dans la nature que dans certaines eaux minérales et aux environs des volcans ; mais, à l'état de *sous-sulfate d'alumine et de potasse*, il existe abondamment dans certaines contrées, et forme des collines entières, en Italie, à la Tolfa et à Piombino.

Préparation. Il y a quatre procédés principaux pour préparer l'alun : 1° à la Solfatare, près de Pouzzoles, dans le royaume de Naples, où le terrain est volcanique et contient de l'alun, il se forme naturellement, à la surface du sol, des efflorescences presque entièrement composées de sel; on les recueille, on les lessive, et on fait évaporer lentement la solution dans des chaudières de plomb, pour obtenir l'alun cristallisé. — 2° A la Tolfa, à Piombino et au Mont-d'Or, on prépare l'alun en calcinant, dans des fours dont la température est modérée, des roches qui contiennent de l'alun tout formé, mais avec excès de potasse et d'alumine, et par conséquent à l'état de sous-sulfate mêlé à de la silice et à de l'oxyde de fer. Sous l'influence de la chaleur, la silice, l'oxyde de fer, ainsi que l'excès d'alumine et de potasse, entrent en combinaison, et forment un composé insoluble; le sous-sulfate, privé d'une partie de ses deux bases, passe à l'état de sulfate neutre, c'est-à-dire d'alun. Lorsque la roche a été convenablement calcinée, on l'expose à l'air, et on l'abandonne pendant trente ou quarante jours, en l'arrosant de temps en temps, pour la diviser et la réduire en une sorte de bouillie. Au bout de ce temps, on lessive la masse dans l'eau chaude; on décante, on évapore, et on obtient de très-beaux cristaux d'alun très-pur. — 3° Dans les pays où le sulfure de fer est mêlé à de l'argile ou à des schistes, on peut s'en servir pour la préparation de l'alun : on expose la mine à l'air pendant un an, en ayant soin de l'humecter de temps en temps. Peu à peu l'oxygène de l'air transforme le sulfure de fer en sulfate, qui est à son tour en partie décomposé par l'alumine de l'argile. Cet oxyde s'empare de l'acide sulfurique, et forme du sulfate d'alumine. Au bout de l'année, on lessive la masse, et on dissout ainsi les deux sels. En concentrant convenablement la liqueur, le sulfate de protoxyde de fer cristallise; et le sulfate d'alumine, qui est très-soluble, reste dans l'eau-mère avec une certaine quantité de sulfate de fer. En faisant chauffer cette eau-mère avec du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammoniaque en poudre, il se forme de l'alun que l'on peut obtenir cristallisé, et que l'on purifie du sulfate de fer qu'il contient, à l'aide de plusieurs dissolutions et cristallisations. Ce procédé est suivi dans les départements de l'Oise, de l'Aisne et de l'Aveyron. — A Liége, où l'on prépare de l'alun avec des pyrites mêlées de schistes très-compactes, on est obligé d'employer le grillage; car sans cela, l'efflorescence ne serait que superficielle, même au bout d'un temps très-long. On commence par laisser la mine à l'air pendant un mois, puis on la mêle avec du bois, auquel on met le feu. Par ce moyen, le sulfure de fer est transformé en peroxyde de fer, qui reste libre, et en acide sulfurique, qui s'unit à l'alumine du schiste et à la potasse du bois, de manière à donner naissance à de l'alun et à un excès de sulfate d'alumine. On traite la masse par l'eau, on fait évaporer pour obtenir l'alun cristallisé, et on ajoute dans l'eau-mère du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammoniaque, qui se combinent au sulfate d'alumine et le transforment en alun. De cette manière, on n'obtient qu'un seul produit; tandis qu'avec les pyrites argileuses on obtient à la fois de l'alun et du sulfate de protoxyde de fer (couperose verte).—4° Dans certains pays, on prépare l'alun en traitant à chaud, par l'acide sulfurique faible, les argiles peu chargées de carbonate de chaud et d'oxyde de fer. Ces argiles doivent d'abord être calcinées, afin de suroxyder l'oxyde de fer, et de le rendre moins soluble dans les acides. L'alumine de l'argile se combine à l'acide sulfurique; le sulfate d'alumine qui en résulte est séparé de la masse par lixiviation, puis uni au sulfate de potasse ou au sulfate d'ammoniaque, comme dans les opérations précédentes.

Quel que soit le procédé à l'aide duquel on ait préparé l'alun, ce sel contient toujours une petite quantité de sulfate de fer dont il est impossible de le débarrasser entièrement. L'alun est d'autant plus estimé qu'il contient moins de sulfate de fer, car ce dernier sel est nuisible dans la teinture. En traitant une solution d'alun par celle de cyanure jaune de potassium et de fer, la liqueur reste incolore si l'alun est peu ferrugineux. Elle prend, au contraire, une teinte d'un bleu verdâtre si ce sel contient beaucoup de sulfate de fer.

Propriétés de l'alun de potasse. Ce sel se présente le plus ordinairement sous forme d'octaèdres réguliers, transparents, et légèrement efflorescents. Il rougit la teinture de tournesol; sa saveur est astringente. Il est soluble dans 14 à 15 parties d'eau froide et dans une partie d'eau bouillante. Exposé à une température de cent degrés, il éprouve la fusion aqueuse,

et se prend, par le refroidissement, en une masse que l'on désignait autrefois sous le nom d'*alun de roche*. Si, lorsqu'il est fondu, on élève un peu la température, il perd son eau de cristallisation, se boursoufle, devient blanc, opaque, et prend alors le nom d'*alun calciné*. Soumis à la chaleur rouge, l'alun se décompose, laisse dégager de l'oxygène, du gaz acide sulfureux, de l'acide sulfurique anhydre, et on obtient pour résidu un mélange d'alumine et de sulfate de potasse. A une chaleur plus élevée encore, le sulfate de potasse est aussi décomposé, perd son acide, et il reste enfin pour produit fixe un composé d'alumine et de potasse.

Lorsqu'on calcine l'alun de potasse avec du charbon, dans des vaisseaux fermés, on obtient un produit spontanément inflammable à l'air, et désigné depuis long-temps sous le nom de *pyrophore de Homberg*, du nom du chimiste qui l'a découvert. Au lieu de calciner le sel avec du charbon, on se sert, de préférence, d'une matière végétale riche en carbone; par exemple, de farine. Pour préparer ce pyrophore, on prend trois parties d'alun de potasse et une partie de farine; on les dessèche ensemble dans une cuiller de fer, que l'on expose à l'action d'une légère chaleur, en les agitant continuellement jusqu'à ce que le mélange soit bien intime, et que la masse ait pris une teinte brune. Cette masse est ensuite pulvérisée et introduite dans un petit matras, ou une fiole recouverte de lut, que l'on emplit à moitié ou aux trois quarts, et que l'on porte peu à peu à la température rouge. On maintient l'appareil au rouge jusqu'à ce que les gaz qui se dégagent ne soient plus inflammables à l'approche d'une bougie allumée. Le pyrophore obtenu par ce procédé est brunnoirâtre ou jaunâtre; il prend rapidement feu lorsqu'on l'expose au contact de l'air, de l'oxygène, ou du protoxyde d'azote; la combustion est d'autant plus rapide que les gaz sont plus humides: c'est pour cela que l'inflammation survient très-vite lorsqu'on dirige sur le pyrophore l'air humide qui sort des poumons pendant l'expiration.—Le pyrophore de Homberg est formé de charbon très-divisé, d'alumine et de sulfure de potassium; l'alumine provient du sulfate d'alumine décomposé par l'action de la chaleur. Le sulfure de potassium est formé par l'action du carbone de la matière végétale sur le sulfate de potasse. Enfin, le charbon provient de l'excès de farine carbonisée. — Dans l'action de l'air humide, la vapeur aqueuse est rapidement absorbée et décomposée par le sulfure de potassium; il en résulte un dégagement de calorique assez considérable pour faire prendre feu à la masse. Pendant la combustion, il se forme du gaz acide sulfureux, de l'acide carbonique et du sulfate de potasse.

L'alun de potasse est formé de 38,77 d'acide sulfurique, 10,82 d'alumine, 9,94 de potasse, et 45,47 d'eau; ce qui revient à 1 atome de sulfate de potasse, 1 at. de sulfate d'alumine, et 48 at. d'eau.

Propriétés de l'alun ammoniacal. Ce sel ressemble tellement au précédent, qu'il est impossible de l'en distinguer par ses caractères physiques; on peut le reconnaître à sa propriété de dégager du gaz ammoniac lorsqu'on le triture avec de la chaux vive, et de ne laisser que de l'alumine pour résidu lorsqu'on le calcine.

Usages de l'alun. Ce sel sert à fixer sur les étoffes toutes les couleurs solubles dans l'eau. Les passementiers l'emploient pour passer les peaux et les préserver des vers; les fabricants de chandelles en mettent dans le suif pour rendre celui-ci plus ferme. — En médecine, on emploie l'alun, à titre d'astringent, pour combattre les hémorrhagies utérines et autres, non accompagnées d'inflammation, les écoulements atoniques, tels que la blennorrhée, la leucorrhée, etc.: on l'administre alors à l'intérieur, à la dose de six grains à un gros, en dissolution ou en pilules. A l'extérieur, on s'en sert pour combattre certaines conjonctivites ou angines chroniques, les ulcérations superficielles, les aphthes, les flueurs blanches, les hémorrhagies externes, le croup au début, etc.

§ VIII. *Combinaisons de l'arsenic.*

A. *Arsenic et oxygène.* Ces deux corps se combinent en trois proportions, et forment un oxyde et deux acides.

Protoxyde d'arsenic (*oxyde noir d'arsenic*).

Il se forme lorsqu'on expose des fragments d'arsenic métallique à l'air libre. Cet oxyde, dont l'existence est admise par M. Berzélius, est noir, pulvérulent, insoluble dans l'eau, formé, d'après le chimiste que je viens de nommer, de 92,62 de métal (8 at.) et de 7,38 d'oxygène (3 at.). — Il est généralement regardé com-

me un mélange d'acide arsénieux et d'arsenic métallique; car lorsqu'on le chauffe en vases clos, on en retire ces deux corps (Proust).

Acide arsénieux.

Cet acide, encore nommé *arsenic blanc*, *oxyde blanc d'arsenic*, *mort-aux-rats*, se trouve dans la nature, tantôt en cristaux blancs (à Joachimsthal, en Bohême), tantôt en poudre blanche (à Riechslodorf, en Hesse). Celui que l'on trouve dans le commerce est presque entièrement le produit du grillage des mines de cobalt arsenicales. Les minerais sont placés dans un fourneau pourvu de conduits qui portent les vapeurs arsenicales dans des chambres qui servent de récipients, et où l'acide arsénieux se condense sous forme d'une poudre blanche, que l'on nomme *fleur d'arsenic*. Cette poudre blanche est ensuite raffinée par une nouvelle sublimation, que l'on pratique dans de grands pots de terre cylindriques, en fonte, surmontés de longs tuyaux qui se terminent à un chapiteau, au sommet duquel se trouve un tube qui aboutit à une chambre de condensation. Les tuyaux et le chapiteau sont également en fonte; c'est dans leur intérieur que l'arsenic blanc vient se solidifier en une couche vitreuse et transparente.

Propriétés. L'acide arsénieux est solide, blanc, demi-transparent, d'une saveur âcre et nauséabonde. Exposé à l'air, il perd sa transparence et devient opaque. Sa densité spécifique est de 3,783 dans le premier état, et de 3,695 lorsqu'il est opaque (Guibourt). Exposé à l'action de la chaleur dans un matras, cet acide se sublime à la température rouge, et vient se condenser au col et à la voûte du matras, sous la forme d'une croûte blanche ou de petits tétraèdres. Si l'expérience se fait dans un tube de verre effilé et bouché à ses deux extrémités, cet acide peut fondre au-dessous du rouge, et se convertir en un verre transparent. Si l'acide arsénieux est chauffé en plein air, il se vaporise sous forme d'une fumée blanche, qui est tout-à-fait inodore, lorsque l'arsenic reçoit la chaleur par l'intermédiaire d'un creuset, qui le garantit du contact des charbons. Projeté sur des charbons ardents, il est en partie réduit à l'état d'arsenic métallique, et alors la fumée qu'il produit a une odeur alliacée.

Suivant M. Guibourt, l'acide arsénieux opaque est plus soluble que celui qui est transparent: une partie du premier se dissout dans 80 parties d'eau à + 15°, et dans 7,72 parties d'eau bouillante. Par le refroidissement, une grande partie de l'acide se dépose sous forme de cristaux tétraédriques, et la solution conserve un 34e d'acide arsénieux. — Une partie du second se dissout dans 103 parties d'eau à + 15°, et dans 9,33 du même liquide bouillant; cette solution refroidie retient un 56e d'acide.

La solution aqueuse d'acide arsénieux est incolore, inodore, d'une saveur âcre analogue à celle du composé solide; elle rougit très-faiblement la teinture de tournesol lorsque l'acide était transparent. Suivant M. Guibourt, l'acide opaque, lorsqu'il est dissous, ramène au bleu la teinture de tournesol, rougie par un acide. — Cette solution précipite l'eau de chaux, l'eau de baryte et celle de strontiane en blanc (arsenites de ces bases). — L'acide sulfhydrique, versé dans cette solution, la jaunit, et en précipite, au bout de quelques heures, du sulfure jaune d'arsenic qui est soluble dans la potasse et l'ammoniaque. On peut, à l'aide de ce réactif, découvrir la présence de l'acide arsénieux dans un liquide qui n'en contient que $\frac{1}{100000}$. Lorsqu'on chauffe le mélange, ou qu'on y ajoute quelques gouttes d'acide azotique, ou sulfurique, ou chlorhydrique, etc., la précipitation du sulfure d'arsenic a lieu instantanément. — Les sulfhydrates ne troublent pas la solution d'acide arsénieux, à moins que l'on n'ajoute dans le mélange un acide qui puisse décomposer le sulfhydrate, mettre l'acide sulfhydrique en liberté, et lui permettre d'agir comme si on l'employait isolément. Dans ce dernier cas, il se forme aussitôt un précipité jaune de sulfure d'arsenic. — Le sulfate de cuivre ammoniacal, mis en contact avec cette solution, y détermine un précipité vert d'herbe d'arsenite de cuivre (vert de Schéele). — L'azotate d'argent la précipite en jaune pâle (arsenite d'argent), lorsqu'elle est préalablement saturée par la potasse. — Enfin, en plaçant une lame de zinc dans cette solution acidulée par quelques gouttes d'acide sulfurique, l'arsenic est réduit et précipité en flocons noirs.

L'arsenic blanc pulvérisé, mêlé avec son volume de charbon et de carbonate de potasse, et chauffé dans un tube de verre long et effilé à la lampe, se réduit facilement et donne de l'arsenic métallique.

Composition. L'acide arsénieux est formé, d'après M. Berzélius, de 100 d'arsenic (2 at.) et de 31,907 d'oxygène (3 at.) = $As^2 O^3$.

Usages. L'acide arsénieux sert à la préparation du vert de Schéele, que l'on emploie en peinture; mêlé avec de la farine, de la graisse et des amandes, il forme une pâte propre à détruire les rats et les souris. — C'est un poison très-violent, qui produit des coliques atroces, des sueurs froides, des vomissements sanguinolents, etc.; quel que soit le tissu sur lequel il ait été déposé, il est promptement absorbé, et il détermine la mort en très-peu de temps : on ne connaît pas encore d'antidote contre cet empoisonnement. — Quelques médecins anglais, et entre autres le docteur Fowler, l'ont administré à très-petites doses pour combattre les fièvres intermittentes, certaines affections cutanées, les rhumatismes chroniques, etc.; mais ce médicament est fort dangereux. — On l'emploie quelquefois à l'extérieur comme caustique, dans le traitement des ulcères cancéreux; il fait partie de la pâte arsenicale du frère Côme et de la pâte caustique de Rousselot; l'expérience a démontré depuis long-temps que l'application extérieure de ces médicaments peut être suivie des symptômes les plus funestes et même de la mort, par suite de l'absorption de l'acide arsénieux.

Acide arsenique.

Cet acide n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec quelques oxydes métalliques, tels que ceux de cobalt, de cuivre, de fer et de nickel. On le prépare en traitant l'acide arsénieux par l'eau régale, faite en mélangeant deux parties d'acide azotique à 33°, et une partie d'acide chlorhydrique concentré. L'opération doit se faire dans une cornue munie d'une allonge et d'un récipient, pourvu lui-même d'un long tube; on introduit dans la cornue une partie d'acide arsénieux pulvérisé et tamisé et six parties d'eau régale; on fait bouillir la liqueur jusqu'à ce qu'elle soit réduite en consistance sirupeuse, puis on la verse dans une capsule, et on la fait évaporer avec ménagement jusqu'à siccité. Le résidu est de l'acide arsenique pur, que l'on doit conserver dans un flacon à l'abri du contact de l'air. — Dans cette opération, l'acide arsénieux est transformé en acide arsenique par l'oxygène de l'acide azotique, qui passe lui-même à l'état de bi-oxyde d'azote qui se dégage; l'acide chlorhydrique agit en dissolvant l'acide arsénieux, et par conséquent en détruisant sa cohésion.

Propriétés. L'acide arsenique est solide, blanc, incristallisable, d'une saveur acide, caustique et désagréable; il rougit fortement la teinture de tournesol; son poids spécifique est de 3,391. Exposé à l'action de la chaleur, il entre en fusion, et se décompose à la température rouge en oxygène et en acide arsénieux. L'air et l'oxygène sont sans action sur lui; ils lui abandonnent seulement la vapeur d'eau qu'ils peuvent contenir, et le font tomber en déliquium. Cet acide est très-soluble dans l'eau; cette solution est visqueuse lorsqu'elle est concentrée; elle est incolore, inodore, très-acide; elle précipite l'eau de chaux, de baryte, de strontiane en flocons blancs d'arséniates de ces bases, solubles dans un excès d'acide arsenique; l'acide sulfhydrique y détermine un précipité de sulfure jaune d'arsenic, comme dans celle d'acide arsénieux, mais beaucoup plus lentement. La solution de sulfate de cuivre ammoniacal y forme un précipité bleu-ciel d'arséniate de cuivre; celle d'azotate d'argent la précipite en rouge-brique (arséniate d'argent), lorsque l'acide arsenique a été préalablement saturé par la potasse. — Enfin l'acide arsenique peut être réduit par le charbon dans les mêmes circonstances que l'acide arsénieux.

L'acide arsenique est formé de 100 parties d'arsenic (2 at.) et de 53,13 d'oxygène (5 at.) = $As^2 O^5$. — Cet acide est un poison encore plus énergique que l'acide arsénieux,

B. *Arsenic et hydrogène.* Ces deux corps peuvent se combiner en deux proportions et former deux composés, dont l'un est gazeux et l'autre solide.

Proto-arséniure d'hydrogène (*arséniure tri-hydrique* de M. Berzélius, *gaz hydrogène arsénié*). Ce corps gazeux est toujours un produit de l'art; pour le préparer, on combine par la fusion une partie d'arsenic et une partie de zinc, on pulvérise ce composé, on en introduit une partie dans une fiole munie d'un tube recourbé, on verse par-dessus 4 à 5 parties d'acide sulfurique étendu d'eau et on chauffe. A l'aide de la chaleur, l'eau se décompose; son oxygène se porte sur le zinc et forme de l'oxyde de zinc qui s'unit à l'acide sulfurique; son hydrogène se combine à l'arsenic, et donne naissance au gaz hydrogène arsénié qui

se dégage, et doit être recueilli sous des cloches pleines d'eau et renversées.

On peut aussi préparer ce gaz en traitant une combinaison d'arsenic et d'étain par l'acide chlorhydrique; il y a double décomposition, formation de proto-chlorure d'étain qui reste dans la liqueur, et d'hydrogène arsénié qui se dégage.

Un troisième procédé consiste à faire un composé de potassium, d'antimoine et d'arsenic, en chauffant fortement un mélange de deux parties d'antimoine, deux parties de bi-tartrate de potasse, et une partie d'arsenic, et de mettre ce composé en contact avec l'eau; il y a sur-le-champ décomposition de ce liquide, union de son oxygène avec le potassium et l'antimoine, et de son hydrogène avec l'arsenic (Sérullas).

Propriétés. Le gaz proto-arséniure d'hydrogène est incolore, d'une odeur fétide et nauséabonde, d'une pesanteur spécifique de 2,695. — Soumis à l'action de la chaleur dans une petite cloche courbe placée sur le mercure, il est en partie décomposé et transformé en arsenic et en hydrogène; en faisant passer dans ce gaz une série d'étincelles électriques, on produit le même effet. — Suivant M. Stromeyer, on peut le liquéfier en le soumettant à un refroidissement de — 30°, sans augmenter la pression. — L'air et l'oxygène secs sont sans action sur lui à la température ordinaire; mais à chaud ils décomposent ce gaz avec dégagement de calorique et de lumière; il se forme alors de l'eau et un dépôt brun d'arsenic, ou bien de l'eau et de l'acide arsénieux, suivant que la quantité d'oxygène est plus ou moins grande. — L'air et l'oxygène humides décomposent peu à peu le gaz hydrogène arsénié; il y a formation d'eau et mise en liberté de l'arsenic, qui se dépose sous forme d'un enduit brun-marron brillant sur les parois des cloches. — L'eau privée d'air dissout environ la cinquième partie de son volume de gaz hydrogène arsénié à la température et sous la pression ordinaires; lorsque ce liquide contient de l'oxygène en solution, il décompose l'hydrogène arsénié, et en précipite l'arsenic.

Le soufre chauffé avec ce gaz le décompose, produit d'abord du gaz sulfhydrique et de l'arsenic qui se sublime, puis il donne naissance à du sulfure d'arsenic. — Le chlore agit très-vivement sur ce composé; chaque bulle de ce corps simple que l'on fait passer dans une petite cloche qui contient du gaz hydrogène arsénié, donne lieu à une vive lumière, et produit de l'acide chlorhydrique et un dépôt métallique. — Le brôme et l'iode agissent de même, à l'intensité près. — Le potassium, le sodium, l'étain, le fer, le zinc, décomposent ce gaz, s'emparent de l'arsenic et mettent l'hydrogène en liberté : 100 parties d'hydrogène arsénié laissent après leur décomposition 150 parties d'hydrogène. — Ce corps est formé de 96,15 d'arsenic (1 at.) et de 3,85 d'hydrogène (3 at.) $= H^3 As$.

Le gaz hydrogène arsénié est très-délétère; Gehlen, professeur à l'Académie de Munich, ayant eu le malheur d'en respirer quelques bulles, mourut après neuf jours de souffrances.

SESQUI-ARSÉNIURE D'HYDROGÈNE. Ce composé ne peut être obtenu qu'en faisant agir l'eau sur un arséniure de potassium très-chargé d'arsenic; le corps que l'on obtient en mettant l'arsenic en contact sous l'eau avec le pôle négatif d'une pile en activité, composé que l'on considérait autrefois comme du sesqui-arséniure d'hydrogène solide, n'est que de l'arsenic très-divisé (Soubeyran).

Le sesqui-arséniure d'hydrogène est solide, brun-rougeâtre, inodore, insipide, insoluble dans l'eau, indécomposable à une température rouge-cerise; lorsqu'on le chauffe avec de l'oxygène ou de l'air, il est transformé en eau et en acide arsénieux.

C. *Arsenic et phosphore.* Ces deux corps peuvent se combiner à l'aide de la chaleur et former un PHOSPHURE D'ARSENIC solide, brillant, cassant, noir, et tellement altérable, qu'il ne peut être conservé que sous l'eau.

D. *Arsenic et soufre.* Ces deux corps peuvent s'unir en un grand nombre de proportions. Trois de ces sulfures paraissent former des composés définis, savoir : le *proto-sulfure* ou réalgar, le *sesqui-sulfure* ou orpiment, et le *per-sulfure*, qui correspond à l'acide arsenique. Dans ces trois corps, les quantités d'oxygène sont entre elles, pour une même quantité d'arsenic, comme les nombres 2, 3 et 5.

PROTO-SULFURE D'ARSENIC ou *réalgar.* Il existe en Transylvanie, en Bohême, en Italie, en Sicile, en Chine, au Japon, etc.; il se trouve souvent dans des filons métallifères, dans des produits volcaniques, etc. — On peut le préparer artificiellement en distillant un mélange

d'acide arsénieux et de soufre. — Il est solide, rouge-orangé, insipide, cristallisé en masse, plus fusible que l'arsenic et l'orpiment, volatil sans altération lorsqu'on le chauffe à l'abri de l'air et de l'oxygène, transformé par ces deux gaz à une température élevée, en acides sulfureux et arsénieux, formé de 100 parties d'arsenic (1 at.) et 42,85 de soufre (1 at.) $= As\,S$.

Ce sulfure est très-vénéneux.

Sesqui-sulfure d'arsenic ou *orpiment.* Il existe dans la nature, tantôt dans des filons, tantôt dans des matières argileuses, tantôt enfin dans des produits volcaniques; il accompagne le réalgar. L'orpiment naturel est solide, d'une belle couleur jaune-citron, cristallisé en masses composées de lames demi-transparentes, quelquefois en cristaux qui paraissent être des prismes obliques; il est insipide et inodore; d'une densité spécifique de 3,45; il entre facilement en fusion à une douce chaleur, et se prend par le refroidissement en une masse friable jaune-orangée; chauffé fortement en vases clos ou à l'air, il se comporte comme le réalgar.

L'*orpiment artificiel* se prépare, soit en traitant la solution d'acide arsénieux par le gaz acide sulfhydrique, soit en sublimant un mélange d'acide arsénieux et de soufre à une chaleur insuffisante pour en opérer la fusion. Le premier est pur et très-soluble dans l'ammoniaque; le second est fort impur, puisqu'il est composé par le mélange de 94 parties d'acide arsénieux et de 6 parties de sulfure jaune d'arsenic. Tous deux sont vénéneux; mais le dernier l'est beaucoup plus : 18 grains de celui-ci suffisent pour déterminer la mort d'un chien en 15 ou 18 heures (Smith). — La peinture en fait usage, mais la médecine s'en sert très-peu. — L'orpiment est composé de 100 parties d'arsenic (2 at.) et de 64,27 de soufre (3 at.) $= As^2\,S^3$.

Sulfure d'arsenic *correspondant à l'acide arsenique.* On l'obtient en faisant passer du gaz sulfhydrique dans une solution chaude d'acide arsenique; il y a formation d'eau et de sulfure qui se précipite. Il est en poudre, d'un jaune plus clair que le précédent, très-soluble dans la solution de potasse, de soude, dans l'ammoniaque, dans les sulfures alcalins; il entre en fusion à une douce chaleur, puis se vaporise sans altération, et se condense en un liquide épais, rouge-brun, qui, par le refroidissement, forme une masse transparente jaune-rougeâtre. — Il est formé de 100 parties d'arsenic (2 at.) et 106,91 de soufre (5 at.) $= As^2\,S^5$.

M. Berzélius admet encore deux autres sulfures d'arsenic, dont un moins sulfuré et l'autre plus sulfuré que les trois qui précèdent.

E. *Arsenic et sélénium, iode, brôme, fluor.* Les composés que l'arsenic forme en s'unissant à ces métalloïdes sont peu intéressants.

F. *Arsenic et chlore.* Lorsqu'on projette de l'arsenic en poudre dans un flacon plein de chlore gazeux, il y a combinaison avec dégagement de calorique et de lumière, et formation d'un chlorure d'arsenic qui apparaît sous forme de fumées blanches et épaisses qui ne tardent pas à se condenser. Ce composé peut se préparer, soit en faisant passer du chlore sec sur de l'arsenic pulvérisé et placé dans un long tube de verre terminé par un récipient entouré de glace, soit en chauffant dans une cornue munie d'une allonge et d'un récipient, un mélange d'une partie de deuto-chlorure de mercure et d'une demi-partie d'arsenic en poudre. — Le chlorure d'arsenic, encore nommé *beurre d'arsenic*, est liquide, transparent, d'une densité de 6,300, volatil; il décompose l'eau en se décomposant lui-même et formant de l'acide arsénieux qui se précipite en partie, et de l'acide chlorhydrique qui reste en solution. — Il est formé de 41,46 d'arsenic (1 at.) et de 58,54 de chlore (3 at.).

M. Berzélius admet l'existence d'un autre composé moins chloruré, que l'on obtiendrait mêlé à du protochlorure de mercure, en distillant un mélange de ce dernier et d'arsenic.

Oxy-sels *formés par l'union des acides d'arsenic avec les bases.*

1° Genre arsenite.

On ne connaît jusqu'à présent que trois arsenites naturels : ceux de cobalt, de nickel et de bi-oxyde de cuivre; les deux premiers sont très-rares. — Exposés à l'action du calorique en vases clos, les arsenites se comportent diversement : tantôt il y a séparation de l'acide et de l'oxyde : le premier se volatilise sans altération, et le second reste à l'état de pureté, ou bien se décompose, suivant la section à laquelle il appartient; tantôt l'acide se décompose partiellement en

arsenic qui se sublime, et en oxygène qui s'unit à la portion d'acide non décomposée et la transforme en acide arsenique ; par suite, le sel se trouve transformé en sous-arséniate ; c'est ainsi que se comportent au feu les arsenites de potasse et de soude. —Lorsqu'on calcine les arsenites avec du charbon, l'acide arsénieux est toujours réduit ; quant à l'oxyde, il n'est réduit que s'il appartient aux quatre dernières sections, ou bien s'il a pour radical le potassium ou le sodium. Les produits de la calcination varient donc suivant la nature de l'arsenite calciné ; si le sel est à base de potasse ou de soude, ou bien s'il appartient aux quatre dernières sections, on obtient du gaz acide carbonique ou oxyde de carbone, de l'arsenic en partie sublimé et en partie combiné au métal. Si le sel est à base de chaux, de baryte, de strontiane, de magnésie, etc., on obtient des produits gazeux analogues, de l'arsenic qui se sublime et l'oxyde du sel qui reste fixe. — L'action des autres métalloïdes sur les arsenites n'a pas été étudiée; il est probable que l'hydrogène, le bore, le phosphore et le soufre les décomposeraient à une température plus ou moins élevée.

L'eau dissout facilement les arsenites de potasse et de soude ; ceux de baryte, de strontiane et de chaux sont solubles dans un excès d'acide arsénieux. — Ces trois derniers oxydes occupent le premier rang parmi les bases salifiables, par leur affinité pour l'acide arsénieux ; viennent ensuite la potasse, la soude, l'ammoniaque, etc.—Les arsenites sont facilement décomposés par tous les acides minéraux, à l'exception des acides carbonique et sulfhydrique ; il en résulte alors la formation d'un nouveau sel, et l'acide arsénieux est mis en liberté. Si le sel est dissous dans l'eau (arsenite de potasse ou de soude), cet acide se précipite en raison de son peu de solubilité.

Dans les arsenites, la quantité de l'oxygène de l'acide est à celle de l'oxyde :: 3 : 2.

Préparation. Les arsenites de potasse et de soude se préparent en unissant directement l'acide à la base sous l'influence de la chaleur : tous les autres sont insolubles et s'obtiennent par double décomposition.

Caractères distinctifs. Ces sels répandent une odeur alliacée et des vapeurs blanches, dangereuses à respirer lorsqu'on les projette sur des charbons ardents. Ceux qui sont solubles sont précipités en blanc (acide arsénieux) par les acides azotique, sulfurique, chlorhydrique, etc. ; —en blanc avec l'eau de chaux ou de baryte (arsenites de ces bases) ;— en jaune-serin avec l'azotate d'argent (arsenite d'argent) ; — en vert d'herbe avec le sulfate de cuivre (arsenite de cuivre) ; — en jaune par l'acide sulfhydrique et les sulfhydrates (sulfure jaune d'arsenic), mais seulement en présence d'un acide susceptible de séparer l'acide arsénieux de sa combinaison. — Une lame de zinc plongée dans cette solution acidulée précipite l'arsenic en poudre noire. — Enfin, en calcinant l'arsenite dans un tube avec un peu de charbon, l'arsenic est réduit et sublimé.

Arsenite de potasse. On le prépare, ainsi que je l'ai dit, en saturant l'acide arsénieux par la potasse. On met l'acide en poudre dans un ballon ; on y verse un excès de solution de potasse, on fait bouillir le mélange pendant 15 à 20 minutes, puis on filtre et on concentre.— Ce sel est incristallisable. Il fait partie de la *liqueur arsenicale de Fowler.*

Arsenite de soude. Il se prépare de la même manière et offre les mêmes caractères que le précédent.

2° Genre arséniate.

On trouve six arséniates dans la nature : ce sont ceux de chaux, de cobalt, de nickel, de plomb, de fer, et de bioxyde de cuivre ; tous sont rares, à l'exception de celui de cobalt. — Exposés à l'action de la chaleur, tous les arséniates fondent ou éprouvent un commencement de fusion, à une température d'autant moins élevée que l'oxyde est lui-même plus fusible. Si les oxydes sont décomposables au feu, il n'y a pas de fusion ; mais le sel se décompose et fournit, soit de l'acide arsénieux, de l'oxygène et du métal à l'état de liberté (ex. arséniate d'argent), soit de l'acide arsénieux et un oxyde passé au summum d'oxydation : (ex. arséniate de protoxyde de fer.)

Les métalloïdes se comportent avec les arséniates comme avec les arsenites ; seulement la réaction est plus difficile et exige une température plus élevée. — L'eau dissout les arséniates de potasse, soude et ammoniaque, et n'agit pas sur les autres ; les arséniates insolubles deviennent solubles en passant à l'état de bi-arséniates. Sous ce rapport comme

sous beaucoup d'autres, ces sels ont beaucoup d'analogie avec les phosphates. Ainsi, de même que pour ces derniers, les acides azotique, sulfurique, phosphorique, etc., font passer les arséniates neutres à l'état acide. — L'acide arsenique, étant fixe au feu, décompose tous les sels à une température voisine du rouge, à l'exception des phosphates. — La chaux, la baryte et la strontiane occupent le premier rang parmi les bases, par leur affinité pour l'acide arsenique.

Dans les arséniates, la quantité de l'oxygène de l'acide est à celle de l'oxyde :: 5 : 1.

Préparation. Les arséniates de potasse et de soude se préparent, soit en unissant directement l'acide à la base, soit en calcinant un mélange d'azotate de potasse ou de soude et d'acide arsénieux; les autres sont insolubles, et se préparent à la manière des phosphates (page 131).

Caractères distinctifs. Ces sels fondent ou se ramollissent en dégageant une légère odeur alliacée, lorsqu'on les projette sur des charbons ardents. La solution des arséniates de potasse, soude et ammoniaque, est précipitée en blanc par l'eau de chaux et celle de baryte (arséniates de ces bases); ce précipité est soluble dans les acides azotique ou chlorhydrique; — en rouge-brique avec l'azotate d'argent (arséniate d'argent); — en blanc-bleuâtre avec le sulfate de cuivre (arséniate de cuivre).—Traitée par un sulfhydrate, cette solution est précipitée en jaune, dès qu'on ajoute un acide au mélange, et qu'on chauffe doucement. — Elle est précipitée en rose par l'azotate de cobalt peu acide. — Enfin l'arsenic métallique est précipité de cette solution par une lame de zinc, lorsqu'on ajoute à la liqueur quelques gouttes d'acide sulfurique ou chlorhydrique.

Les arséniates de magnésie, de chaux, de baryte, etc., sont sans usage.

Arséniate neutre de potasse. Il est incristallisable, déliquescent, susceptible de se transformer en arséniate acide par sa calcination dans un creuset de terre, par suite de l'union de la silice du creuset, avec une partie de la potasse du sel. Il se prépare directement.

Bi-arséniate de potasse. On le prépare par la calcination de l'azotate de potasse et de l'acide arsénieux; il y a décomposition de l'acide azotique, union d'une partie de son oxygène avec l'acide arsénieux, et transformation de celui-ci en acide arsenique qui s'unit à la potasse. Après la calcination, on trouve une masse blanche poreuse que l'on fait dissoudre dans l'eau bouillante et cristalliser.

Le bi-arséniate de potasse, nommé encore *sel neutre arsenical de Macquer*, se présente sous forme de cristaux prismatiques à quatre pans, terminés par des pyramides tétraèdres; il est très-soluble dans l'eau; cette solution rougit la teinture de tournesol, et a une saveur acide et styptique.

Arséniate de soude. On le prépare comme celui de potasse. — Il est cristallisé en prismes quadrangulaires non déliquescents, mais très-solubles dans l'eau. — Il est très-peu employé en médecine; on l'administre pourtant à très-faibles doses, pour combattre certaines maladies cutanées chroniques.

§ IX. *Combinaisons du manganèse.*

A. *Manganèse et oxygène.* On connaît cinq composés de manganèse et d'oxygène, savoir : trois oxydes et deux acides; pour une même quantité de métal, les quantités d'oxygène de ces différents composés sont entre elles comme les nombres 1 ; 1 $\frac{1}{2}$; 2 ; 3 ; 3 $\frac{1}{2}$.

Protoxyde de manganèse.

Cet oxyde existe dans la nature à l'état de combinaison avec les acides carbonique et silicique ; on peut l'obtenir isolé en calcinant jusqu'au rouge le carbonate de protoxyde de manganèse dans un tube de verre, à travers lequel on dirige en même temps un courant d'hydrogène jusqu'à la fin de l'opération. A la température rouge le carbonate se décompose, l'acide carbonique se dégage et le protoxyde reste dans le tube ; mais, comme il est très-avide d'oxygène, il ne tarderait pas à se suroxyder, s'il était en contact avec ce gaz : c'est pour éviter cette suroxydation que l'on fait passer de l'hydrogène dans le tube jusqu'à ce que celui-ci soit refroidi. — On peut encore le préparer en faisant fondre à une chaleur rouge, du carbonate de soude et du chlorure de manganèse : il y a dégagement d'acide carbonique, formation de chlorure de sodium et de protoxyde de manganèse; en traitant la masse par l'eau, on dissout le chlorure de sodium, et l'oxyde insoluble peut être recueilli sur un filtre, lavé et desséché (Wöhler et Liébig). Préparé de cette manière, il ne change pas à l'air.

Le protoxyde de manganèse est solide, vert quand il est sec, blanc à l'état d'hydrate ; sous ce dernier état il absorbe rapidement le gaz oxygène et prend une couleur brune en passant à l'état de sesqui-oxyde. — Il est formé de 100 de métal (1 at.) et de 28,91 d'oxygène (1 at.) = Mn O. — Il s'unit facilement aux acides, avec lesquels il forme des sels neutres.

Sesqui-oxyde de manganèse.

Il se rencontre dans la nature, le plus ordinairement à l'état d'hydrate ; on le trouve soit sous forme terreuse, ou en masses qui ressemblent à des choux-fleurs ; soit en morceaux brillants très-durs ; soit en cristaux rayonnés ou en octaèdres. Le sesqui-oxyde hydraté est connu des minéralogistes sous le nom de *manganite* ; celui qui est anhydre est désigné sous le nom de *braunite*.

On se procure cet oxyde à l'état de pureté en calcinant jusqu'au rouge sombre le proto-azotate de manganèse : il y a décomposition du sel, dégagement d'acide azoteux, et suroxydation du protoxyde de manganèse aux dépens de l'oxygène abandonné par l'acide azotique. A une chaleur plus élevée, le sesqui-oxyde formé abandonnerait une partie de son oxygène, et laisserait une poudre rouge-brune formée de deux atomes de protoxyde et un atome de bi-oxyde. — Cet acide est brun-foncé ; il forme avec l'eau un hydrate brun dont j'ai déjà parlé en décrivant les propriétés du protoxyde. Il peut se dissoudre, avec difficulté toutefois, dans quelques acides, par exemple dans l'acide sulfurique, à une douce chaleur ; cette dissolution a une teinte brunâtre ; si on élève sa température à + 100°, il y a dégagement d'oxygène, et formation d'un sel de protoxyde.

Le sesqui-oxyde est formé de 100 de métal (2 at.) et de 43,36 d'oxygène (3 at.) = $Mn^2 O^3$.

Bi-oxyde de manganèse.

Il existe abondamment dans la nature ; on le trouve quelquefois à l'état de pureté, cristallisé en aiguilles brillantes ou en stalactites ; mais le plus souvent, on le rencontre plus ou moins mélangé de sesqui-oxyde de fer hyraté, de carbonates de chaux ou de manganèse, de spath-fluor, etc. ; dans ces différents cas, il existe ordinairement en masses compactes douées de l'éclat métallique, ou en masses ternes, noires ou brunes.

On ne prépare pas le bi-oxyde de manganèse dans les laboratoires ; on se contente de le purifier des matières étrangères qu'il contient, et surtout des carbonates qui en forment la gangue (*Voyez* Oxygène, page 29).

Propriétés. Le bi-oxyde de manganèse est solide, d'une couleur brune-noirâtre, bon conducteur de l'électricité ; exposé à une température rouge, il laisse dégager une grande quantité d'oxygène, et laisse pour résidu, indécomposable par la chaleur, une poudre rouge-brune, formée, ainsi que je l'ai déjà dit en parlant du sesqui-oxyde, de 2 atomes de protoxyde, et d'un atome de bi-oxyde. — Traité par l'acide sulfurique à une douce chaleur, il perd la moitié de son oxygène, et passe à l'état de protoxyde qui s'unit à l'acide. — L'acide chlorhydrique, chauffé avec le bi-oxyde de manganèse, donne de l'eau, du chlore, et un protochlorure de manganèse (*Voyez* Chlore, page 39).

Le bi-oxyde de manganèse est formé de 100 de métal (1 at.) et de 57,82 d'oxygène (2 at.) = $Mn O^2$.

Usages. On se sert de ce corps pour l'extraction de l'oxygène, du chlore, et la préparation de plusieurs sels ; — la physique l'utilise dans la préparation des piles sèches ; — les verriers s'en servent pour blanchir le verre fondu ; en effet, lorsqu'on en projette de *petites quantités* dans du verre en fusion, l'oxygène qu'il fournit par sa décomposition brûle les matières charbonneuses que le verre pouvait contenir. Une quantité plus grande de cet oxyde donne au verre une belle couleur violette. — En médecine on a employé le bi-oxyde de manganèse, en pommade, dans le traitement de la gale, des dartres, de la teigne, etc.

Outre ces trois oxydes, M. Berzélius considère comme un oxyde particulier la poudre rouge-brune qui forme le résidu de la calcination du sesqui-oxyde et du bi-oxyde ; il le désigne sous le nom d'*oxyde manganeso-manganique* ; il a pour formule $Mn O^2 + 2 Mn O$.

Acide manganéseux.

Cet acide, désigné par M. Thénard sous le nom d'*acide manganique*, n'a pas encore pu être isolé des combinaisons qu'il forme avec les alcalis ; toutes les fois qu'on le sépare des sels dans la

composition desquels il entre, il se décompose en acide manganésique, et en protoxyde de manganèse. — Il est formé de 100 de métal (1 at.) et de 86, 7 d'oxygène (3 at.) = $Mn\ O^3$.

Acide manganésique.

Cet acide, encore nommé acide *hypermanganique*, se retire du manganésiate de potasse (caméléon rouge). On traite ce sel dissous par une solution d'azotate d'argent : il y a double décomposition, formation d'azotate de potasse et de manganésiate d'argent, tous deux solubles ; par la concentration, celui-ci cristallise le premier. Ces cristaux sont ensuite broyés dans une quantité convenable de chlorure de baryum ; il y a encore ici double décomposition, formation de manganésiate de baryte qui reste dissous, et de chlorure d'argent insoluble ; on filtre la liqueur, et on la traite par l'acide sulfurique qui s'empare de la baryte, et met en liberté l'acide manganésique ; on décante pour séparer le sulfate de baryte, et on concentre la liqueur.

L'acide manganésique est toujours en solution ; il communique à l'eau, qui le contient, une couleur rouge très-intense ; il est facilement décomposable par la chaleur et la lumière en oxygène et en bi-oxyde de manganèse ; la plupart des corps simples le décomposent à froid, et s'emparent de son oxygène ; les matières organiques le détruisent avec rapidité ; aussi est-il impossible de filtrer cette liqueur, car le papier décomposerait l'acide. — Il est formé de 100 de métal (2 at.) et de 101 d'oxgène (7 at.) = $Mn^2\ O^7$.

Je parlerai un peu plus loin des combinaisons que les acides manganéseux et manganésique forment avec les alcalis.

B. *Manganèse et silicium.* L'oxyde de manganèse, mêlé avec le charbon et la silice, et chauffé au feu de forge, donne un bouton métallique très-dur et qui contient beaucoup de silicium.

C. *Manganèse et carbone.* Le manganèse qui provient de la réduction de l'oxyde par le charbon est un peu carburé : en le traitant par les acides, il laisse un résidu noirâtre analogue à celui que donne la fonte dans la même circonstance.

D. *Manganèse et phosphore.* On peut combiner ces deux corps en fondant ensemble un mélange de phosphate acide de chaux vitrifié, de bi-oxyde de manganèse et de charbon en poudre ; ce dernier s'empare de l'oxygène de l'oxyde et de l'excès d'acide du phosphate : le phosphore et le manganèse mis à nu se combinent.

Le Phosphure de manganèse est blanc, brillant, cassant, grenu, sans action sur l'air et l'oxygène à la température ordinaire, mais absorbant ce dernier gaz et se transformant en phosphate à chaud.

E. *Manganèse et soufre.* Le Sulfure de manganèse se prépare en chauffant, dans un creuset fermé, un mélange de deux parties de bi-oxyde de manganèse, et d'une partie de soufre sublimé ; il y a formation d'acide sulfureux et de sulfure de manganèse. — Ce dernier est d'une couleur verte-sombre, inodore, insipide, insoluble dans l'eau ; il est blanc à l'état d'hydrate, lorsqu'on le prépare par la voie humide, en traitant les dissolutions de manganèse, par celle du proto-sulfure de potassium ; il est plus fusible que le manganèse, inaltérable par l'air et par le gaz oxygène à la température ordinaire, transformé par ce dernier gaz en sulfate de protoxyde à une température peu élevée, et en sesqui-oxyde par une chaleur plus forte.

F. *Manganèse et chlore.* Ces deux corps se combinent en plusieurs proportions.

Proto-chlorure de manganèse. Ce composé peut s'obtenir en mettant le métal en contact avec le chlore gazeux ; il y a combinaison avec dégagement de calorique et de lumière, et formation d'une matière blanche-rosée qui est le proto-chlorure. — Ce composé se prépare plus économiquement en faisant bouillir le bi-oxyde de manganèse avec un excès d'acide chlorhydrique, et concentrant la dissolution. — Il est blanc, d'une saveur styptique, très-soluble dans l'eau, déliquescent, soluble aussi dans l'alcool auquel il donne la propriété de brûler avec une flamme rouge. — Il correspond au protoxyde.

Si au lieu de traiter le bi-oxyde de manganèse par un *excès* d'acide chlorhydrique, on fait le contraire ; c'est-à-dire si l'on fait digérer, à une douce chaleur et pendant plusieurs jours, un excès de bi-oxyde dans de l'acide chlorhydrique, on obtient un composé plus chloruré que le précédent, et qui laisse dégager du chlore par son ébullition, en passant à l'état de proto-chlorure.

Sesqui-chlorure de manganèse. Suivant John, on prépare ce sesqui-chlorure en faisant passer à la température de

+ 5° un courant de chlore à travers de l'eau contenant en solution environ $\frac{1}{20}$ de son poids de proto-chlorure ; la liqueur se prend en masse jaune qui se liquéfie promptement à l'air. Ce composé correspond au sesqui-oxyde. Il se décompose par l'ébullition en chlore qui se dégage, et en proto-chlorure qui reste fixe.

PERCHLORURE DE MANGANÈSE. On le prépare en introduisant un mélange de manganésiate de potasse et d'acide sulfurique dans une cornue tubulée, munie d'une allonge et d'un récipient entouré de glace, et chauffant ce mélange, auquel on ajoute, par la tubulure, du sel marin fondu. L'acide sulfurique, en agissant sur les deux sels, en dégage les acides chlorhydrique et manganésique : ceux-ci entrent aussitôt en combinaison et forment de l'eau qui reste dans la cornue, et du perchlorure de manganèse qui se volatilise sous forme de vapeurs violacées, qui se rendent dans le récipient, où elles se condensent en un liquide de couleur olivâtre (Dumas). Il correspond à l'acide manganésique et est formé d'un atome de métal et de 7 atomes de chlore = $Mn\ Ch^7$.

G. *Manganèse et iode*. On peut obtenir un PROTO-IODURE et un BI-IODURE DE MANGANÈSE en faisant agir l'acide iodhydrique sur le protoxyde et le bioxyde de manganèse.

OXY-SELS DE PROTOXYDE DE MANGANÈSE.

Caractères distinctifs. Ces sels sont blancs lorsqu'ils sont purs, et légèrement rosés lorsqu'ils contiennent un peu de sesqui-oxyde. Ceux qui sont solubles sont précipités en blanc par le cyanure jaune de potassium et de fer, la potasse et la soude, les carbonates et les oxalates alcalins. Le précipité formé par le cyanure jaune a une teinte plus ou moins bleue, lorsque le sel contient du fer ; celui qui est produit par les alcalis ne tarde pas à changer de couleur, et à prendre successivement les teintes jaunâtre, rouge-brune et noire ; celui qui est formé par les carbonates et les oxalates ne change pas à l'air. L'infusion de noix de galle et l'acide sulfhydrique ne troublent pas la solution de ces sels ; les sulfhydrates la précipitent en blanc-rosé.

PROTO-CARBONATE DE MANGANÈSE. Il existe dans la nature ; on l'a trouvé en Transylvanie, sous forme de masse dure, compacte, et parfois cristallisé en rhomboïdes. — On peut le préparer artificiellement par double décomposition du proto-sulfate de manganèse et du carbonate de potasse. Il est blanc, insipide, insoluble ; chauffé dans un tube de verre et à l'abri du contact de l'air, il est décomposé en acide carbonique et en protoxyde de manganèse.

PROTO-PHOSPHATE DE MANGANÈSE. Ce sel, uni au phosphate de fer, fait partie d'un minéral qui a été trouvé aux environs de Limoges. On peut le préparer en décomposant le sulfate de manganèse par le phosphate de soude. Il est sans usages.

PROTO-SULFATE DE MANGANÈSE. On peut obtenir ce sel en faisant réagir l'acide sulfurique faible sur le métal ; mais le plus ordinairement on le prépare en traitant le bi-oxyde par l'acide sulfurique, et chauffant le mélange jusqu'au rouge obscur ; le bi-oxyde perd une partie de son oxygène, et passe à l'état de protoxyde qui s'unit à l'acide sulfurique ; en traitant la masse par l'eau, filtrant et concentrant, on obtient le proto-sulfate cristallisé en prismes rhomboïdaux transparents, d'une saveur amère et styptique. Ce sel est inaltérable à l'air, décomposable à la température rouge-cerise ; l'eau en dissout le tiers de son poids à la température ordinaire. — Il est composé de 47, 63 de protoxyde (1 at.) et de 52, 37 d'acide sulfurique (1 at.) = $Mn\ O,\ SO^3$.

PROTO-AZOTATE DE MANGANÈSE. On prépare ce sel en faisant chauffer un mélange de bi-oxyde, d'acide azotique et de gomme ou de sucre. Le bi-oxyde, ramené à l'état de protoxyde par la matière végétale, se combine à l'acide azotique. — Le proto-azotate de manganèse est blanc, déliquescent, très-soluble, d'une saveur acide et amère ; il cristallise avec difficulté en aiguilles.

Les autres sels de protoxyde de manganèse ont été peu examinés.

OXY-SELS DE SESQUI-OXYDE DE MANGANÈSE.

Caractères distinctifs. Ces sels sont très-peu connus et ont peu de stabilité, en raison du peu d'affinité du sesqui-oxyde de manganèse pour les acides ; plusieurs chimistes les considèrent comme des mélanges de sels à base de protoxyde et de bi-oxyde. Ils ont généralement une couleur rouge-vineuse plus ou moins foncée ; ils sont décolorés par l'acide sulfureux, qui les ramène à l'état de sels protoxydés, et précipités en brun par les alcalis.

Sesqui-sulfate de manganèse. On peut préparer ce sel en faisant digérer à froid le bi-oxyde de manganèse dans de l'acide sulfurique ; on obtient au bout de plusieurs jours un liquide très-acide, incristallisable, fortement coloré en rouge. Ce liquide est le sesqui-sulfate.

Sels *formés par l'union des acides manganéseux et manganésique avec les bases.*

Genres manganésite et manganésiate.

Schéele, en examinant l'action de la potasse sur le bi-oxyde de manganèse, a remarqué qu'en calcinant dans un creuset un mélange de ces deux composés, on obtenait un produit vert, soluble dans l'eau et communiquant une couleur verte à celle-ci ; il a de plus observé qu'en abandonnant cette solution au contact de l'air, elle ne tardait pas à changer de couleur, à revêtir successivement les teintes bleue, violette, rouge, puis à se décolorer entièrement en laissant déposer de l'oxyde de manganèse ; les acides versés dans cette solution faisaient passer au rose celle qui était verte; les alcalis produisaient un effet tout contraire et rendaient verte celle qui était devenue rose spontanément ou par l'addition d'un acide. C'est en raison de ces variations de couleur que Schéele a donné à ce produit le nom de *caméléon minéral*.

On a ignoré pendant long-temps la composition de ce singulier corps ; en 1817, MM. Edwards et Chevillot démontrèrent que, dans la préparation du caméléon minéral, il y avait absorption de l'oxygène de l'air, union de ce gaz avec le bi-oxyde de manganèse, transformation de ce dernier en un acide jusqu'alors inconnu, et combinaison de cet acide avec la potasse. Par conséquent le caméléon minéral est donc un véritable sel, que l'on peut même obtenir cristallisé en longues aiguilles pourpres, en dissolvant le caméléon dans l'eau, et concentrant convenablement la liqueur. — Mais pourquoi ce produit est-il tantôt vert, tantôt violet ou rouge? Les deux chimistes que je viens de nommer ont pensé que ces différentes nuances dépendaient des proportions de potasse unies à l'acide nouveau, qu'ils désignèrent sous le nom d'acide manganésique : selon eux, le manganésiate neutre est rouge, et prend une teinte violacée, puis verte par des additions successives de potasse, qui le transforment plus ou moins complètement en sous-manganésiate de potasse de couleur verte. Les acides, au contraire, en s'emparant d'une partie de la potasse, et ramenant le sous-manganésiate à l'état de manganésiate neutre, font passer la liqueur du vert au rouge ; l'air, ainsi que l'eau de puits ou de rivière agissent de la même manière par l'acide carbonique qu'ils contiennent.

Ces idées ont été admises par les chimistes jusqu'à ce que M. Mitscherlich ait prouvé que l'acide du caméléon vert n'était pas identique à celui du caméléon rouge et contenait moins d'oxygène que ce dernier : le caméléon vert est donc un *manganésite de potasse*, et le caméléon rouge est un *manganésiate* de la même base. Examinons ces deux composés.

Manganésite de potasse (*caméléon vert*). On le prépare en calcinant, jusqu'au rouge, dans un creuset, un mélange de parties égales de potasse et de bi-oxyde de manganèse. Au bout de trois quarts-d'heure, on coule la matière dans une capsule, et on traite la masse par l'eau chaude, qui dissout le manganésite en se colorant en vert très-foncé ; on décante et on fait évaporer la liqueur dans le vide de la machine pneumatique ; par la concentration, on obtient de beaux cristaux verts de manganésite neutre. — Ce sel se dissout facilement dans une solution de potasse, et conserve alors sa couleur ; si au contraire on le dissout dans l'eau et qu'on l'abandonne à l'air, la liqueur passe au rouge en prenant successivement les teintes bleue, — violette, — indigo, — pourpre — et rouge ; en même temps il y a décomposition du sel, union de la potasse avec l'acide carbonique de l'air ou de l'eau, et transformation de l'acide manganéseux en bi-oxyde de manganèse qui se précipite, et en acide manganésique qui reste uni à une portion de potasse. Les acides versés dans cette solution produisent le même effet, mais plus rapidement. On doit maintenant concevoir le mécanisme, si je puis m'exprimer ainsi, de la transformation du manganésite en manganésiate, et de la précipitation du bi-oxyde de manganèse ; ces phénomènes sont dus à l'instabilité des éléments de l'acide manganéseux, qui, aussitôt qu'il est séparé de sa combinaison, se décompose, de telle façon qu'une partie de cet acide passe à l'état de bi-oxyde en perdant une portion de son oxygène : ce gaz, au lieu de se dégager,

s'unit à l'autre partie d'acide manganéseux et la suracidifie.

Manganésiate de potasse (*caméléon rouge*). On peut le préparer au moyen du procédé qui vient d'être indiqué; c'est-à-dire en versant de l'eau sur le caméléon vert, abandonnant cette solution à l'air, filtrant lorsque celle-ci a pris une teinte rouge, puis concentrant la liqueur à chaud jusqu'à ce qu'elle fournisse des cristaux pourpres de manganésiate de potasse. — M. Wôhler a proposé un autre procédé que voici : on fond du chlorate de potasse et un peu de potasse caustique dans un creuset de platine, et on y ajoute du bi-oxyde de manganèse; le chlorate de potasse est transformé en chlorure de potassium en perdant son oxygène, qui se combine au bi-oxyde et le transforme en acide manganéseux qui s'unit lui-même à la potasse. La masse verte qui en résulte est traitée par l'eau, qui transforme le caméléon vert en caméléon rouge; on décante ensuite et on fait concentrer pour obtenir des cristaux noirs de manganésiate neutre. — Ce composé, chauffé dans un tube recourbé, se transforme en oxygène, en bi-oxyde de manganèse et en caméléon vert. Dissous dans l'eau, il communique à celle-ci une belle couleur violette. Si on ajoute à cette solution concentrée une solution également concentrée de potasse caustique, on fait passer la liqueur à l'indigo, puis au bleu et au vert. L'apparition de ces nuances est difficile à expliquer : on admet que l'alcali contient des matières organiques qui, par leur hydrogène et leur carbone, enlèvent une partie de l'oxygène de l'acide manganésique et le ramènent à l'état d'acide manganéseux. Avouons que cette explication est purement hypothétique, et qu'il y a encore quelque chose d'obscur dans ces phénomènes. — Abandonnée à l'air, la solution rouge finit par se décolorer entièrement en laissant précipiter une poudre de couleur fauve. On explique cet effet en admettant la décomposition de l'acide manganésique, par suite de l'union de son oxygène avec l'hydrogène et le carbone des corpuscules organiques qui flottent dans l'air et tombent dans la liqueur.

§ X. *Combinaisons du fer.*

A. *Fer et oxygène.* Ces deux corps se combinent en deux proportions et forment un *protoxyde* et un *sesqui-oxyde*.

Protoxyde de fer.

Cet oxyde ne se trouve dans la nature qu'à l'état de combinaison avec le sesqui-oxyde de fer ou bien avec différents acides. — Il se produit toutes les fois que l'on traite le fer en limaille par l'acide sulfurique affaibli; il est impossible de l'obtenir pur; en effet, aussitôt qu'on veut le précipiter, à l'aide des alcalis, des dissolutions salines qui le contiennent, il absorbe l'oxygène en passant successivement de la couleur blanche qui lui est propre à l'état d'hydrate, aux nuances verte, puis bleue-noirâtre, puis jaune d'ocre; il se trouve alors transformé en sesqui-oxyde hydraté. On ne connaît donc cet oxyde qu'à l'état d'hydrate, et encore ne le conserve-t-on pendant quelques secondes, sous cet état, qu'en employant des solutions privées d'air; car, dès qu'il a le contact de ce gaz, il change d'état et devient vert.

Cet oxyde forme avec les acides des sels très-stables; il est composé de 100 de fer (1 at.) et de 29, 48 d'oxygène (1 at.) = Fe O. On arrive facilement à la connaissance de cette composition en dissolvant un poids donné de fer dans l'acide sulfurique faible, et recueillant l'hydrogène qui se dégage : la quantité d'oxygène qui se fixe sur le fer dans cette opération égale la moitié du volume d'hydrogène.

Sesqui-oxyde de fer.

Cet oxyde, nommé encore *peroxyde de fer*, *colcothar*, *rouge d'Angleterre*, *safran de mars astringent*, existe très-abondamment dans la nature; on le trouve en masses considérables, à structure plus ou moins feuilletée ou compacte; tantôt il est cristallisé en rhomboïdes plus ou moins modifiés, ou en prismes hexaèdres réguliers; il est alors désigné par les minéralogistes sous le nom de *fer oligiste*; quelquefois on le trouve en stalactites ou en masses mamelonnées, auxquelles on donne le nom d'*hématite*. Enfin, combiné à l'eau, cet oxyde forme plusieurs composés minéraux, parmi lesquels on peut citer le *fer oxydé brun*, le *fer oxydé compacte*, l'*œtite* ou *pierre d'aigle*, le *fer oxydé limoneux* ou *ocre*; ces différents minerais sont souvent unis à la silice, et mêlés à l'alumine, le carbonate de chaux et le sable. Enfin, on le trouve encore uni au protoxyde de fer dans les différentes variétés d'*oxyde magnétique*.

On peut obtenir le sesqui-oxyde de fer à l'état de pureté, à l'aide de plusieurs procédés : le plus souvent on le prépare en calcinant le sulfate de fer du commerce dans un creuset; il y a séparation de l'acide sulfurique, décomposition d'une partie de cet acide en oxygène qui fait passer le protoxyde à l'état de sesqui-oxyde, et en acide sulfureux qui se dégage. On peut encore préparer cet oxyde 1° en calcinant le fer au contact de l'air, jusqu'à ce que ce métal soit transformé en oxyde rouge ; 2° en traitant les solutions des sels de sesqui-oxyde par la potasse et l'ammoniaque, lavant et desséchant le précipité; 3° en calcinant le carbonate ou l'azotate de fer.

Propriétés. Le sesqui-oxyde de fer est rouge-violet, non attirable à l'aimant, sans action sur le gaz oxygène; la chaleur rouge-blanche le décompose en oxygène qui se dégage et en un composé de protoxyde et de sesqui-oxyde. Traité par le gaz hydrogène à l'aide de la chaleur de la lampe, il est réduit et transformé en une masse poreuse spontanément inflammable au contact de l'air. Les acides sulfurique et chlorhydrique faibles dissolvent facilement cet oxyde ; cette solution, traitée par un alcali, donne un précipité jaune de sesqui-oxyde hydraté. — Il est composé de 100 parties de fer (2 at.) et de 44, 224 d'oxygène (3 at.) = $Fe^2 O^3$.

Le sesqui-oxyde de fer est employé en médecine comme tonique. C'est cet oxyde qui colore le *rouge de Prusse* que l'on emploie pour colorer les appartements en rouge.

Oxyde de fer magnétique.

Cet oxyde, considéré autrefois comme un oxyde particulier, intermédiaire à ceux que nous venons d'étudier, n'est autre chose qu'une combinaison du protoxyde et du sesqui-oxyde. On le trouve abondamment dans la nature, tantôt cristallisé en octaèdre et en dodécaèdre rhomboïdal ; tantôt sous forme de sables composés de petits cristaux, et accumulés dans le lit des rivières; quelquefois en couches considérables composées de masses granuleuses ou lamellaires qui font partie des terrains primitifs ou intermédiaires anciens; d'autres fois, enfin, en masses compactes qui sont connues sous le nom d'*aimant naturel.* — Il se forme, lorsqu'on décompose l'eau par le fer à une haute température, ou bien lorsqu'on fait bouillir dans l'eau le protoxyde hydraté. — Cet oxyde est noir, fusible, altérable au barreau aimanté; il absorbe l'oxygène à une température élevée, et se convertit en sesqui-oxyde. Traité par les acides sulfurique et chlorhydrique, il se dissout, et produit un liquide jaune qui, lorsqu'on y verse de l'ammoniaque, donne un précipité noir qui ne s'altère pas au contact de l'air, et qui est magnétique, même sous l'eau.

B. *Fer et bore.* Il existe un BORURE DE FER qui a été préparé pour la première fois par MM. Descotils et Gmélin, en calcinant dans un creuset brasqué un mélange de fer en limaille, d'acide borique fondu et de noir de fumée. — Suivant M. Lassaigne, on peut encore préparer ce composé en faisant passer un courant d'hydrogène sur du sesqui-borate de fer porté au rouge. — Ce borure est blanc-argentin, attirable à l'aimant, inaltérable à l'air.

C. *Fer et silicium.* Lorsqu'on fait fondre du fer avec de la silice et du charbon, il se produit un SILICIURE DE FER blanc, un peu ductile lorsqu'il ne contient qu'une petite quantité de carbone, cassant lorsqu'il en contient beaucoup.

D. *Fer et carbone.* Ces deux corps peuvent se combiner en plusieurs proportions, et donner naissance à plusieurs composés, tels que l'acier, la fonte et la plombagine.

ACIER.

L'acier est toujours un produit de l'art; on en distingue quatre espèces, savoir : l'acier naturel, l'acier de cémentation, l'acier fondu et l'acier damassé.

1° *L'acier naturel*, nommé encore *acier de forge*, ou *de fonte*, ou *d'Allemagne*, se fait tantôt avec la fonte grise, tantôt avec la fonte blanche, quelquefois avec les deux ensemble. Pour cela, on expose cette fonte dans des fourneaux à réverbère, et on la tient fondue pendant neuf ou dix heures, en dirigeant sur sa surface un courant d'air destiné à brûler une partie du carbone. Lorsque la fonte commence à devenir pâteuse, on l'enlève par portions que l'on présente au vent de la tuyère et que l'on forge ensuite sous le martinet. — Cette opération ressemble beaucoup à celle de l'*affinage* (*voyez* FER, page 99).

2° *L'acier de cémentation* se prépare en chauffant le fer au milieu de la poussière du charbon, dans des caisses en briques, ou bien en tôle, en terre à

creusets, ou en grès. On met d'abord dans ces caisses une couche de cément formé d'un mélange de suie, de charbon de bois, de cendre et de sel marin ; au-dessus de ce cément on met un lit de barres de fer éloignées d'environ 5 millimètres l'une de l'autre; puis on alterne ainsi les couches de cément et de barres de fer. Lorsque la caisse est presque pleine, on recouvre les lits d'une couche d'argile de 5 à 6 pouces d'épaisseur pour empêcher le contact de l'air, puis on la porte à la température rouge, dans un fourneau particulier, et on la maintient à cette température pendant 5 à 6 jours. Au bout de ce temps, on examine les extrémités de quelques barres de fer que l'on a laissées passer au-dehors pour servir d'éprouvette, et si la combinaison s'est opérée jusqu'au centre de la barre, on laisse refroidir la caisse, car l'opération est terminée. — L'acier ainsi préparé a sa surface boursouflée, ce qui lui fait donner le nom d'*acier poule*. On le forge en barres pour le verser dans le commerce. — Dans cette opération, le charbon se combine au fer en passant successivement des couches superficielles aux couches profondes ; les premières contiennent par conséquent plus de carbone que les couches centrales.

3° *L'acier fondu*, le meilleur de tous et le plus homogène, se fabrique en fondant l'acier naturel, ou l'acier de cémentation, dans des creusets de terre réfractaire, en ayant soin de recouvrir l'acier d'une légère couche de verre pilé et de charbon, et de boucher les creusets de leurs couvercles. Quand l'acier est fondu, il se fait une répartition plus égale du carbone dans toute la masse. L'opération étant terminée, on enlève le laitier qui est à la surface de l'acier, et on coule celui-ci en lingots. — Cet acier est plus dur que les deux autres; il est aussi plus fusible, ce qui fait qu'on ne peut le souder soit avec lui-même, soit avec le fer, qu'avec difficulté ; il est susceptible de prendre un poli plus beau que les deux autres espèces.

4° *Acier damassé*, nommé encore acier *Wootz* ou *acier de l'Inde*, est celui dont on se sert pour faire les damas en Orient ; sa surface est moirée et cristallisée. D'après M. Faraday, il paraît que les propriétés de cet acier sont dues à la présence d'une certaine quantité d'aluminium ; ce chimiste est même parvenu à imiter l'acier Wootz en préparant un alliage de fer et d'aluminium, par la calcination prolongée de l'alumine et du fer carburé ; puis unissant une partie de cet alliage avec 7 parties d'acier de bonne qualité. — Pour faire paraître le *moirage* sur l'acier damassé, il est nécessaire de le soumettre à l'action de l'acide sulfurique affaibli, lorsqu'il est forgé. — Suivant M. Bréant, la matière du damas d'Orient est un acier fondu plus chargé de carbone que nos aciers d'Europe, et dans lequel il s'est formé, par le refroidissement, une cristallisation de deux combinaisons distinctes de fer et de carbone, l'une plus carburée que l'autre.

Propriétés des diverses variétés d'acier. L'acier est solide, brillant, inodore, insipide, très-ductile, très-malléable, d'une texture granuleuse très-serrée, susceptible de prendre un beau poli. Sa densité varie de 7, 706 à 7, 392. — Lorsqu'on l'expose à l'action d'une chaleur rouge et qu'on le fait refroidir subitement, il devient plus élastique, plus dur, moins malléable et moins ductile qu'auparavant; on dit alors que l'acier est *trempé*, parce que c'est en le trempant dans un liquide qu'on lui communique ces propriétés. L'acier trempé peut reprendre ses propriétés primitives si on le chauffe de nouveau, et qu'on le laisse refroidir lentement. — Voici comment M. Biot s'exprime sur les phénomènes de la trempe de l'acier : « Il paraît qu'à l'instant où l'acier fortement échauffé est précipité subitement dans une température très-basse, le refroidissement, qui saisit les couches extérieures de la masse plus aisément que le centre, les force de se mouler, pour ainsi dire, sur ce centre échauffé et dilaté, ce qui leur fait prendre des dimensions plus grandes qu'elles n'auraient eues, si elles avaient été abandonnées graduellement à elles-mêmes. Bientôt les molécules placées près du centre se refroidissent à leur tour; mais les couches extérieures, déjà parvenues à un état fixe, les retiennent par leur attraction, déterminent le volume qu'elles doivent remplir, et les empêchent ainsi de se rapprocher autant qu'elles l'auraient pu faire, si elles eussent été abandonnées librement à un refroidissement graduel. La dilatation définitive deviendra donc plus grande à mesure que la différence de température entre les couches extérieures et intérieures de la masse métallique sera plus considérable et pourra se soutenir plus long-temps. Cela explique, avec beaucoup de vraisemblance, pourquoi la dilatation est moindre

dans les petites masses, que le refroidissement pénètre avec plus de promptitude. »

Le plus souvent dans les arts, on donne d'abord à l'acier une trempe plus forte que celle qui lui est nécessaire, et on la ramène à un degré convenable en faisant *recuire* le métal ; c'est-à-dire en le chauffant d'un certain degré et le laissant ensuite refroidir dans l'air. On juge du degré auquel l'acier a été recuit, par les teintes diverses qu'il prend à sa surface à mesure qu'on le chauffe. Ces teintes sont d'abord jaune-paille, puis brune, puis bleue ; la première teinte indique la trempe nécessaire pour les instruments qui doivent avoir un tranchant vif, tels que les rasoirs, les canifs, etc. ; la seconde est l'indice de la trempe convenable aux ciseaux, couteaux, etc. ; la teinte bleue est donnée aux ressorts de montre, et à tous les objets dans lesquels on recherche une grande élasticité jointe à une grande dureté.

Les agents qui attaquent le fer attaquent aussi l'acier ; ainsi l'air humide, l'eau aérée l'oxydent à sa surface ; l'oxygène se combine avec lui à une température élevée, et le transforme en oxyde et en acide carbonique ; ce dernier provient de l'union de l'oxygène avec le carbone de l'acier. On peut mettre cette action de l'oxygène à profit pour analyser l'acier, et savoir combien de carbone contiennent les diverses variétés de ce composé. L'acier renferme de 6 à 7 millièmes de carbone, rarement 10. — Les acides qui dissolvent le fer agissent de la même manière sur l'acier, en laissant avec ce dernier un résidu noirâtre formé par le carbone qui entrait dans sa composition. Cette action des acides permet de distinguer l'acier du fer ; en effet, en versant une goutte d'acide azotique sur le premier, on produit aussitôt une tache noire ; sur le fer, cette tache est verdâtre et disparaît par le lavage à l'eau froide.

Fonte.

La fonte est, comme l'acier, une combinaison de fer et de carbone. On en distingue quatre espèces : la fonte blanche non cristallisée, la fonte grise, la fonte blanche cristallisée et la fonte noire.

1° *La fonte blanche non cristallisée* est très-dure et cassante ; sa cassure est à grains serrés ; elle renferme de 2 à 4 pour 100 de carbone uni au fer ; elle se forme quand on emploie trop peu de charbon par rapport au minerai, ou lorsque la chaleur n'est pas assez forte. Chauffée dans un creuset fermé et refroidie lentement, elle devient souvent douce et grise ; si, au contraire, on la refroidit rapidement, elle reste blanche et aigre.

2° *La fonte grise* est moins cassante et moins dure que la précédente ; sa texture est grenue ; elle est assez douce pour qu'on puisse la limer, la tourner et la forer facilement ; elle contient, comme la précédente, de 2 à 4 centièmes de carbone ; mais ce corps n'est pas entièrement combiné au fer. Chauffée et refroidie promptement, elle devient blanche et cassante. Mise en contact avec l'eau, la fonte grise se décompose très-lentement ; le fer s'oxyde et le carbone reste uni à une portion de fer, de manière à former une masse analogue à la plombagine. — Cette fonte exige, pour être produite, plus de charbon et une température plus élevée que la fonte blanche.

3° *La fonte blanche cristallisée* est très-dure et très-cassante ; sa cassure est souvent lamelleuse. Quand on la fond et qu'on la laisse refroidir lentement, elle ne se convertit pas en fonte grise ; elle contient 5 centièmes de carbone, et une quantité assez forte de manganèse.

4° *La fonte noire* contient une assez forte proportion de carbone non combiné et à l'état de plombagine ; c'est la plus fusible de toutes les espèces ; elle est formée de gros grains inégaux, noirs, brillants, parmi lesquels on peut distinguer à l'œil nu des grains de plombagine ; elle se forme lorsque le charbon est en grand excès par rapport au minerai, et que la température est très-élevée ; elle contient de 6 à 7 centièmes de carbone.

Le tableau suivant représente les tableaux des analyses de diverses variétés de fontes, faites sous la direction de MM. Gay-Lussac et Wilson, à la fonderie de Charenton.

Tableau *des analyses des fontes françaises et étrangères.*

NOMS ET ORIGINES des FONTES.	CARBONE sur 1,00000.	SILICIUM sur 1,00000.	PHOSPHORE sur 1,00000.	MANGANÈSE sur 1,00000.	FER sur 1,00000.	OBSERVATIONS.
Fonte grise du pays de Galle............	0,02450.	0,00780.	0,00780.	Des traces.	095.150.	Obtenue par le coke.
Fonte grise du pays de Galle...........	0,02550.	0,01200.	0,00440.	Id.	095,310.	Idem.
Fonte grise du pays de Galle............	0,01666.	0,03000.	0,00492.	Id.	094,842.	Idem.
Fonte grise de Franche-Comté........	0,02800.	0,01160.	0,00351.	Id.	095,689.	Idem.
Fonte grise du Creusot...............	0,02021.	0,03490.	0,00604.	Id.	093,385.	Idem.
Fonte grise de Champagne............	0,02100.	0,01060.	0,00869.	Id.	095,971.	Obtenue par le bois.
Fonte grise du Berri..	0,02319.	0,01920.	0,00188.	Id.	095,573.	Mélange de bois et de coke.
Fonte grise du Nivernais..............	0,02254.	0,01030.	0,01043.	Id.	095.673.	Obtenue par le charbon de bois.
Fonte blanche de Champagne.......	0,03324.	0,00840.	0,00703.	Id.	096,133.	Obtenue par le bois.
Fonte blanche de l'Isère..............	0,02636.	0,00260.	0,00280.	0,02137.	094,687.	Idem.
Fonte blanche d'Allemagne...........	0,02690.	0,00230.	0,00162.	0,02590.	094,338.	Idem.
Fonte blanche d'Allemagne (Coblentz)..	0,02441.	0,00230.	0,00183.	0,02490.	094,654.	Idem.

On voit, par le tableau qui précède, que dans toutes les fontes il y a à peu près, sur 100, de 94 à 96 de fer, de 2 à 4 de carbone, de 0,00230 à 0,03490 de silicium, des traces de manganèse, et dans certaines variétés de fontes blanches, jusqu'à 0,02590 de ce dernier métal. La variation des proportions de ces éléments et l'état de combinaison plus ou moins intime dans lequel se trouve le carbone suffisent sans doute pour rendre compte de la différence que l'on remarque dans les propriétés physiques et chimiques des fontes.

Plombagine.

La *plombagine*, plus connue sous les noms de *mine de plomb*, *mine à crayon*, était autrefois considérée comme un carbure de fer; il est démontré maintenant que la petite quantité de fer que contient ce minéral n'est pas combinée, mais seulement mélangée au carbone. La plombagine est d'une couleur grise avec éclat métallique; elle est douce au toucher, infusible à une forte chaleur; elle peut supporter une haute température sans brûler; elle tache en gris les corps sur lesquels on la frotte.

E. *Fer et phosphore.* On peut unir directement le phosphore au fer en faisant passer le phosphore en vapeur sur du fer chauffé au rouge obscur. Le phosphure de fer se prépare plus facilement en calcinant un mélange à parties égales d'acide phosphorique vitrifié et de limaille de fer; il y a formation d'oxyde de fer et d'un phosphure blanc, brillant, très-dur, plus fusible que le fer, cristallisant avec facilité par un refroidissement lent. Lorsqu'on calcine ce phosphure au contact de l'air, il passe à l'état de phosphate.

F. *Fer et soufre.* Le fer et le soufre s'unissent ensemble avec la plus grande facilité, à une haute température; on peut en avoir la preuve en faisant chauffer une lame de fer jusqu'au degré de la chaleur blanche, et la saupoudrant de soufre; il y a aussitôt combinaison et formation d'un sulfure très-fusible qui tombe en grosses gouttes. On connaît cinq composés de soufre et de fer.

Proto-sulfure de fer. Ce sulfure existe dans la nature; on l'a trouvé, en petites quantités, en Saxe, en Bavière, en Angleterre et en France; il est toujours cristallisé en prismes hexaèdres réguliers. On l'obtient à l'état de pureté en calcinant à une température élevée le protosulfate de fer avec du charbon; on peut encore le préparer en chauffant en vases

clos un mélange de soufre, de morceaux de fer en lames minces; à la température rouge, la combinaison se fait avec un grand dégagement de lumière, et les lames de fer se recouvrent d'une croûte de sulfure, que l'on peut en détacher en tordant ces lames en différents sens lorsqu'elles sont refroidies (Berzélius). — La combinaison s'opère encore plus facilement en projetant dans un creuset porté au rouge un mélange de deux parties de limaille de fer et d'une partie de fleur de soufre, et en chauffant à l'abri de l'air jusqu'à ce que la masse soit en fusion; il suffit alors de couler celle-ci en plaques que l'on brise en petits morceaux. — Le sulfure obtenu par ce dernier procédé contient moins de soufre que le proto-sulfure; on s'en sert ordinairement dans les laboratoires pour préparer l'acide sulfhydrique; mais alors ce gaz contient toujours une certaine quantité d'hydrogène libre.

Propriétés. Le proto-sulfure de fer est noirâtre en masse; sa cassure et sa poussière sont jaunâtres; il n'est pas attirable à l'aimant; l'oxygène et l'air secs ne l'altèrent pas, mais, quand ces gaz sont humides, ils le font passer lentement à l'état de proto-sulfate. — Mis en contact avec l'eau et l'acide sulfurique, il se décompose avec un dégagement d'acide sulfhydrique et se transforme en protoxyde de fer qui s'unit à l'acide sulfurique (*voyez* ACIDE SULFHYDRIQUE, p.71).

Quand on mêle deux parties de fleur de soufre, trois parties de limaille de fer, et que l'on réduit ce mélange en pâte avec un peu d'eau, le mélange s'échauffe considérablement, et, au bout de 20 à 30 minutes, le soufre et le fer entrent en combinaison et se transforment en proto-sulfure hydraté. Si l'on expose cet hydrate à l'air lorsqu'il est complètement refroidi, il s'empare très-rapidement de l'oxygène, donne lieu à la formation de sesqui-oxyde de fer, abandonne une certaine quantité de soufre, et prend une couleur grise-blanchâtre; il y a en même temps un dégagement de chaleur assez considérable pour rendre la masse incandescente. Lémery, qui a le premier remarqué ce fait, a donné à ce mélange le nom de *volcan artificiel.* De nos jours, on le connaît encore sous le nom de *volcan de Lémery.*

Pour avoir du proto-sulfure hydraté très-pur, il faut verser une solution de proto-sulfure de potassium dans une solution de proto-sulfate de fer; il se précipite alors en flocons noirs, et s'altère au contact de l'air, comme celui qui est produit par la réaction du soufre, du fer et de l'eau.

Le proto-sulfure de fer est formé de 62,77 de fer (1 atome), et de 37,23 de soufre (1 atome). Sa formule est Fe S. Il correspond au protoxyde de fer.

SESQUI-SULFURE DE FER. Il se trouve dans la nature uni au bi-sulfure de cuivre, dans un minéral désigné sous le nom de *pyrite cuivreuse.* On peut le préparer en faisant passer à froid un courant de gaz acide sulfhydrique sur du sesqui-oxyde de fer hydraté artificiel et bien sec; cette opération doit être faite à l'abri du contact de l'air; le sesqui-sulfure obtenu doit être desséché dans le vide. — Il est gris-jaunâtre, sans action sur l'aiguille aimantée; quand on le chauffe au rouge obscur, il perd $\frac{2}{9}$ de soufre et devient magnétique — Il est composé de 2 atomes de fer et de 3 atomes de soufre. Sa formule est $Fe^2 S^3$.

BI-SULFURE OU PER-SULFURE DE FER. Il existe abondamment dans la nature; on en trouve deux variétés; l'une, jaune, affectant un grand nombre de formes et disséminée en rognons, en cristaux, etc., dans les dépôts de tous les âges; c'est la *pyrite jaune*, *pyrite martiale*, encore nommée *fer sulfuré jaune*, *fer sulfuré cubique*, etc. La seconde, plus rare, a pour forme primitive un prisme à base rhomboïdale; elle a une couleur blanche jaunâtre, et est désignée sous les noms de *pyrite blanche* et *pyrite prismatique.* C'est en calcinant le bi-sulfure de fer naturel que l'on obtient une partie du soufre que l'on trouve dans le commerce; ainsi calciné, il a la propriété de s'effleurir au contact de l'air humide, et de se transformer en sulfate.

On peut préparer du bi-sulfure de fer artificiel en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique sur du sesqui-oxyde de fer porté à une température au-dessous du rouge.

Le bi-sulfure est jaune, doué du brillant métallique, non attirable à l'aimant. Lorsqu'on le chauffe fortement en vases clos, il laisse dégager du soufre et se transforme en un sulfure attirable à l'aimant. L'air et l'oxygène secs sont sans action sur lui à la température ordinaire; au rouge naissant, ils le transforment en acide sulfureux qui se dégage, et en proto-sulfate; à une température plus élevée, on obtient du gaz acide sulfureux et du sesqui-oxyde de fer.

Le bi-sulfure est composé de 100 de fer (1 atome), et de 118,62 de soufre (2 atomes). = FeS^2.

Uni naturellement au proto-sulfure, dans la proportion de six atomes de ce dernier pour un atome de bi-sulfure, il forme la *pyrite magnétique* naturelle.

Sulfure bi-basique. On le prépare en faisant passer un courant de gaz hydrogène à travers du sulfate de protoxyde de fer anhydre chauffé dans un tube de verre (Arffwedson); il y a formation d'eau, de gaz acide sulfureux et d'un sulfure bi-basique formé de 100 de fer (2 atomes), et de 29,65 de soufre (1 atome). = Fe^2S.

Sulfure octo-basique. En faisant passer un courant d'hydrogène sur du sous-sulfate de sesqui-oxyde de fer, il se forme, outre l'eau et le gaz acide sulfureux, un sulfure octo-basique formé de 100 de fer (8 atomes), et de 7,41 de soufre (1 atome). = Fe^8S.

Suivant M. Thénard, les deux sulfures précédents pourraient être considérés comme des composés de proto-sulfure et de fer.

G. *Fer et sélénium.* On peut préparer un séléniure de fer en mettant un peu de sélénium au fond d'un tube de verre, le recouvrant d'une couche de limaille de fer, et chauffant l'appareil; le sélénium ne tarde pas à se volatiliser et à passer en vapeurs à travers la limaille de fer; il y a aussitôt combinaison avec dégagement de calorique et de lumière, et formation d'un séléniure. Celui-ci a une apparence métallique et une couleur grise foncée tirant sur le jaune; il se ramollit à une chaleur rouge sans entrer en fusion; calciné à l'air, il abandonne une certaine quantité de sélénium et se transforme en une masse noire à cassure vitreuse. Traité par les acides chlorhydrique et sulfurique affaiblis, il est décomposé et laisse dégager du gaz sélénhydrique. On l'emploie dans les laboratoires pour la préparation de ce dernier gaz.

H. *Fer et chlore.* Ces deux corps se combinent en deux proportions, et forment un *proto-chlorure* et un *sesqui-chlorure.*

Proto-chlorure de fer. On peut obtenir ce composé en traitant le fer en limaille par l'acide chlorhydrique concentré; il y a dégagement d'hydrogène, union du chlore au fer, et formation de proto-chlorure hydraté. —Si on veut l'avoir anhydre, il faut faire passer un courant de gaz chlore bien sec sur de la tournure de fer portée au rouge dans un canon de fusil déculassé, que l'on chauffe dans un fourneau à réverbère, et terminer ce tube par une allonge fermée avec un bouchon légèrement troué. Si l'on a eu la précaution de disposer le tube de telle façon que celle de ses extrémités qui correspond à l'allonge sorte à peine du fourneau, tout le chlorure vient se rendre et se condenser dans l'allonge.

Propriétés. Le proto-chlorure de fer est solide, d'un vert pâle, d'une saveur très-styptique; il est très-soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid, cristallise facilement en octaèdres ou en polyèdres d'un vert pâle. Abandonné au contact de l'air, il en absorbe lentement l'oxygène en passant à l'état de sesqui-oxydo-chlorure rougeâtre et insoluble. Calciné au rouge en contact avec l'air, il est entièrement décomposé, le chlore se dégage, et le métal est transformé en sesqui-oxyde. Chauffé en vase clos, il abandonne son eau de cristallisation et se sublime en petites paillettes blanches. — Il est composé de 43,5 de fer (1 atome), et de 56,5 de chlore (2 atomes). = $FeCh^2$.

Sesqui-chlorure de fer. On peut préparer ce chlorure anhydre au moyen d'un procédé analogue à celui qui sert à la préparation du proto-chlorure; seulement il faut avoir soin de n'élever la chaleur qu'à un degré inférieur à la chaleur rouge, et de faire passer sur le fer un *excès* de gaz chlore desséché. Les vapeurs de sesqui-chlorure qui se forment se condensent dans la partie froide du tube en paillettes d'un bleu violet. — Si on veut l'avoir hydraté, on peut le préparer en dissolvant le sesqui-oxyde de fer dans l'acide chlorhydrique, puis évaporant la liqueur jusqu'en consistance sirupeuse; par le refroidissement, il se dépose de beaux cristaux rouges très-déliquescents.

Propriétés. Ce composé est très-soluble dans l'eau; il se dissout aussi dans l'alcool et un peu dans l'éther. Il peut s'unir au sesqui-oxyde de fer et former un composé rougeâtre presque insoluble; c'est un composé de cette nature (*sesqui-oxydo-chlorure de fer*) qui se forme lorsqu'on expose le proto-chlorure à l'air. Lorsqu'on calcine le sesqui-chlorure hydraté, l'eau se décompose en partie, et il y a dégagement d'acide chlorhydrique et formation de sesqui-oxyde de fer qui cristallise. Une partie du sesqui-chlorure échappe à la décomposition et se sublime

en paillettes violacées. — Ce chlorure est formé de 33,65 de fer (1 atome), et de 66,35 de chlore (3 atomes). $= Fe Ch^3$.

I. *Fer et brôme.* Le brôme se combine en deux proportions avec le fer. — Le PROTO-BRÔMURE DE FER s'obtient soit en faisant passer du brôme en vapeur sur du fer chauffé au rouge, soit en chauffant légèrement le brôme et le fer dans de l'eau et concentrant la liqueur. Il est en belles paillettes jaune d'or. — Il est formé d'un atome de fer et de 2 atomes de brôme. $= Fe Br^2$.

Le SESQUI-BRÔMURE DE FER se prépare en traitant le sesqui-oxyde de fer hydraté par l'acide brômhydrique. Il est solide, d'une couleur rouge-brique, déliquescent, très-soluble dans l'eau, soluble aussi dans l'alcool, formé d'un atome de fer et de 3 atomes de brôme. $= Fe Br^3$.

J. *Fer et iode.* Le fer et l'iode se combinent en deux proportions.

Le PROTO-IODURE DE FER se prépare en chauffant dans de l'eau un mélange d'iode et d'un excès de limaille de fer ; on obtient d'abord une liqueur colorée en brun foncé par du sesquiodure de fer, qui ne tarde pas à être décomposé par son union avec de nouvelles quantités de fer, et à passer à l'état de proto-iodure légèrement coloré en vert. On filtre et on évapore. — Cet iodure est en cristaux lamelleux bruns ; il est fusible à la température rouge, très-soluble dans l'eau, formé d'un atome de fer et de 2 atomes d'iode. $= Fe I^2$.

Le SESQUIODURE DE FER se prépare en dissolvant l'hydrate de sesqui-oxyde de fer dans l'acide iodhydrique ; il est liquide, rouge-jaunâtre. — Il a été peu étudié.

K. *Fer et azote.* En faisant passer un courant de gaz azote sur du fer porté au rouge, il y a formation d'un AZOTURE DE FER ; ce qui le prouve, c'est que le métal augmente de poids, et qu'il laisse dégager de l'azote lorsqu'on le dissout dans les acides (Desprets).

L. *Fer et cyanogène.* Il existe plusieurs composés de cyanogène et de fer, savoir : 1° un proto-cyanure de fer ; 2° un sesqui-cyanure ; 3° un composé de proto-cyanure et de sesqui-cyanure de fer, vulgairement désigné sous le nom de *bleu de Prusse ;* 4° des proto-cyanures et des sesqui-cyanures doubles de fer et d'un autre métal. Je ne parlerai ici que des deux premiers composés, me réservant d'examiner les autres dans les généralités sur la chimie animale, lorsque j'aurai fait connaître la manière dont le cyanogène se forme quand on calcine les matières animales en présence de la potasse.

PROTO-CYANURE DE FER. (*Cyanure ferreux* de M. Berzélius.) On le prépare en décomposant le bleu de Prusse par l'acide sulfhydrique (Robiquet). Il est en masse blanche, ou bien en cristaux jaunes qui bleuissent rapidement à l'air.

SESQUI-CYANURE DE FER. On l'obtient en versant du fluorure silicé ferrugineux dans une solution de cyanure double de potassium et de fer, jusqu'à ce que le potassium et le silicium soient entièrement précipités à l'état de fluorure double ; le sesqui-cyanure reste en solution dans l'eau qu'il colore en brun-jaunâtre foncé. Quand on le dessèche, il se transforme en bleu de Prusse.

Ces deux corps sont sans usages.

M. *Alliages de fer.* Parmi les alliages du fer, il n'y a guère que celui qu'il forme avec l'étain qui soit employé.

ALLIAGE DE FER ET D'ÉTAIN (*fer-blanc*). On le prépare en plongeant pendant une heure, dans un bain de suif fondu, des feuilles de tôle bien décapées avec du grès et de l'acide sulfurique affaibli ; puis en portant ces feuilles dans une chaudière qui contient de l'étain en fusion et recouvert d'une couche de graisse pour empêcher son oxydation. On laisse ces feuilles de tôle pendant une heure et demie dans le bain d'étain, où elles sont maintenues verticalement ; enfin on les reporte dans une chaudière remplie de suif fondu où on les nettoie de l'excès d'étain qui se trouve à leur surface, en les frottant avec une brosse de chanvre. — Tout le monde connaît les usages du fer-blanc, et il est inutile de les relater ici.

Si on expose une feuille de fer-blanc à l'action de l'eau régale affaiblie, on dissout la couche superficielle d'étain et on met à nu de belles cristallisations ramifiées que l'on désigne sous le nom de *moiré métallique.*

ALLIAGE DE FER ET D'ALUMINIUM. M. Faraday a préparé cet alliage en exposant à une température très-élevée un mélange de fer carburé et d'alumine pure. Une partie de cet alliage, unie à sept parties de bon acier, donne un acier susceptible de se damasser comme l'acier Wootz (*voyez* ACIER DAMASSÉ, page 184).

ALLIAGE DE FER ET D'ANTIMOINE. En unissant une partie d'antimoine et deux parties de fer, on obtient un alliage qui a la propriété de faire feu à la lime.

Oxy-sels de protoxyde de fer.

Caractères distinctifs. Ces sels sont d'un vert-émeraude, s'ils sont dissous ou cristallisés; leur saveur est astringente. Leurs solutions sont précipitées 1° en blanc, légèrement verdâtre, par le cyanure jaune de potassium et de fer; ce précipité devient bleu par le contact de l'air, et acquiert immédiatement une belle couleur bleue quand on y verse un peu de chlore dissous qui, en décomposant l'eau, fait passer le sel de protoxyde à l'état de sel de sesqui-oxyde. — 2° En blanc par la potasse, la soude et l'ammoniaque; ce précipité (protoxyde hydraté) devient rapidement vert sombre, puis brunâtre par l'action de l'air; cet effet est immédiatement produit par le chlore qui, en décomposant l'eau, transforme l'hydrate de protoxyde en sesqui-oxyde de fer hydraté. — 3° En noir par le sulfure de potassium, le sulfhydrate d'ammoniaque (proto-sulfure de fer). — 4° L'acide sulfhydrique et l'infusion de noix de galle ne troublent pas ces solutions; mais si l'on ajoute *quelques gouttes* de solution de chlore dans le mélange de sel ferrugineux et d'infusion de noix de galle, il s'y manifeste aussitôt une couleur noire-bleue (encre) qui est facilement détruite par un excès de chlore.

Proto-carbonate de fer. Ce sel existe dans la nature en assez grande abondance pour pouvoir être exploité comme minerai de fer; il forme une variété minéralogique que l'on désigne sous le nom de *fer spathique*, et que l'on trouve cristallisée en Allemagne, en Angleterre, en France aux environs de Saint-Etienne, etc. etc. Le plus souvent, on le trouve mêlé à des substances étrangères, telles que des carbonates de chaux, de magnésie, de manganèse, de l'argile, etc. — Le proto-carbonate de fer se trouve aussi dans la plupart des eaux minérales ferrugineuses, où il est dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

On prépare le carbonate de fer artificiel, soit en faisant agir de l'eau saturée d'acide carbonique sur de la limaille de fer, qui s'oxyde lentement aux dépens de l'oxygène de l'eau, soit en traitant, par voie de double décomposition, la solution de sulfate de fer par celle d'un carbonate alcalin. Dans ce dernier cas, il se précipite sous forme de flocons verdâtres qui ne tardent pas à perdre une partie de leur acide carbonique, et à absorber l'oxygène de l'air pour passer en partie à l'état d'hydrate de sesqui-oxyde de fer, et en partie à l'état de sesqui-carbonate. — Le proto-carbonate est formé de 61,47 de protoxyde de fer (1 atome), et de 38,53 d'acide carbonique (2 atomes).

Proto-sulfate de fer. Le sulfate de protoxyde de fer se rencontre dans la nature partout où il y a du sulfure naturel en contact avec l'air humide; il est alors effleuri à la surface du sulfure, et plus ou moins mêlé de sulfate de sesqui-oxyde. — On le prépare soit en traitant le fer par l'acide sulfurique affaibli, soit en exposant les pyrites à l'action de l'air humide. — Le premier procédé ne se pratique que dans les laboratoires; on peut cependant le mettre en usage dans les arts, partout où le sulfate de fer est cher et l'acide sulfurique bon marché. Dans le contact des différents corps réagissants, il y a décomposition de l'eau, dégagement d'hydrogène et formation de protoxyde de fer qui s'unit à l'acide sulfurique (*voyez* hydrogène, page 31). Lorsque l'effervescence est presque arrêtée, on fait bouillir la liqueur avec un excès de fer, afin de faire passer le sulfate acide qui s'est formé à l'état de sulfate neutre; puis on la décante et on la fait cristalliser à l'abri du contact de l'air. — Le second procédé se pratique en France, dans les départements de l'Oise, de l'Aisne et de l'Aveyron. On commence par extraire le sulfure de fer naturel de la terre, et on l'expose à l'air en tas d'environ trois pieds d'épaisseur, que l'on arrose de temps en temps; peu à peu le sulfure absorbe l'oxygène de l'air et passe à l'état de sulfate qui s'effleurit à la surface des tas. Mais comme le sulfure de fer est presque toujours mêlé à de l'argile, une partie de l'acide sulfurique s'unit à l'alumine de l'argile, et forme du sulfate d'alumine que l'on utilise pour la fabrication de l'alun (*voyez* alun, page 169). Au bout d'une année on lessive la masse et on concentre la liqueur dans des chaudières de plomb. Le sulfate de fer, moins soluble que le sulfate d'alumine, cristallise le premier; on recueille ces cristaux, on les lave avec un peu d'eau, et on les expédie dans le commerce après les avoir desséchés. Quant aux eaux-mères qui contiennent tout le sulfate d'alumine mêlé à un peu de sulfate de fer, on les utilise, ainsi que je l'ai déjà dit, pour la fabrication de l'alun. — Les minerais qui ont été lessivés contiennent encore du sulfure de fer; mais celui-ci est enveloppé de tant de matières étrangères, qu'il ne peut

presque plus s'effleurir à l'air, et qu'il n'est plus susceptible de servir à la fabrication du proto-sulfate de fer ; mais il peut encore servir à la préparation du sulfate d'alumine, et par conséquent de l'alun ; il suffit pour cela de calciner ces minerais à l'air ; il se forme de suite du sulfate d'alumine que l'on peut extraire et unir au sulfate de potasse ou à celui d'ammoniaque.

Propriétés. Le proto-sulfate de fer est désigné dans le commerce sous les noms de *couperose verte* et de *vitriol vert* ; il cristallise en prismes rhomboïdaux, obliques, transparents, d'un vert d'émeraude, qui contiennent $\frac{43}{100}$ d'eau de cristallisation ; ces cristaux, abandonnés à l'air, s'effleurissent et se recouvrent à leur surface d'une poussière jaunâtre, formée par du sous-sesqui-sulfate de fer qui provient lui-même de l'absorption de l'oxygène par les molécules extérieures du sel. — Lorsqu'on chauffe le proto-sulfate de fer, il éprouve la fusion aqueuse, puis s'épaissit, se dessèche, et se convertit en une masse blanche, qui n'est autre chose que le sel anhydre. Si le sel est porté à une température rouge, le sulfate se décompose : il y a d'abord dégagement de gaz acide sulfureux ; puis il se dégage en même temps de l'oxygène, de l'acide sulfureux, et des vapeurs blanches, épaisses et très-acides, qui se condensent par le refroidissement en un liquide visqueux, très-dense, formé par un mélange d'acide sulfurique hydraté et d'acide sulfurique anhydre, et désigné dans le commerce sous le nom d'*acide sulfurique glacial*, ou d'*acide fumant de Nordhausen*. — Cent parties d'eau à + 10° dissolvent 60 parties de ce sel ; à + 100° elles en dissolvent 333 parties. Cette solution ne peut se conserver pure qu'à l'abri de l'air ; car, lorsqu'on l'abandonne au contact de ce gaz, elle en absorbe l'oxygène, se trouble et se transforme en sous-sesqui-sulfate insoluble, qui se précipite, et en sur-sesqui-sulfate qui reste en solution dans l'eau, et la colore en jaune-rougeâtre foncé. Ce sel a une si grande tendance à se suroxyder, qu'il réduit les oxydes de plusieurs sels des dernières sections.

La solution de proto-sulfate de fer peut, de même que tous les sels de fer au *minimum*, absorber du bi-oxyde d'azote en quantité telle, que le protoxyde serait porté à l'état de sesqui-oxyde par l'oxygène de ce bi-oxyde d'azote ; celui-ci peut être dégagé par l'évaporation dans le vide, sans que le sel change de nature ; en décomposant ce sel par voie de double décomposition, le bi-oxyde fait partie du nouveau sel qui se précipite ; si on traite la solution de sulfate de fer par un alcali, le bi-oxyde d'azote reste uni à l'hydrate de protoxyde de fer qui se précipite (Péligot).

Usages médicaux. Le proto-sulfate de fer est un astringent très-énergique qui produit des vomissements, des coliques et tous les symptômes d'une violente inflammation gastro-intestinale, lorsqu'on l'administre à hautes doses ; aussi ne doit-on l'employer à l'intérieur qu'avec beaucoup de ménagement. On l'a conseillé contre les hémorrhagies passives, le diabétès, les affections atoniques ; M. Marc l'a préconisé pour combattre les fièvres intermittentes. — M. le docteur Blaud a vanté les bons effets de ce sel dans le traitement de la chlorose : il *l'unit au sous-carbonate de potasse*, et en forme des pilules à l'aide d'un mucilage. Il n'y a rien à dire contre les résultats pratiques du médecin que je viens de citer ; mais on peut lui objecter qu'il n'administre pas du sulfate de fer, mais bien du *carbonate de fer* : car dans la préparation de ses pilules il y a nécessairement double décomposition des deux sels qui en font partie. Or, comme le carbonate de fer est reconnu par tous les médecins comme le meilleur médicament que l'on puisse opposer à la chlorose, n'est-il pas plus simple de se servir de ce sel tel qu'on le trouve dans les officines, et d'éviter les inconvénients d'une préparation qui ne serait pas sans dangers, si la double décomposition n'était pas complète, et si le médicament était administré à hautes doses ? — A l'extérieur on emploie le proto-sulfate de fer contre les hémorrhagies, les ulcères rebelles, les écoulements muqueux chroniques, etc.

Dans les arts, le proto-sulfate de fer sert à faire l'encre, le bleu de Prusse, les teintures en noir et en gris, le colcothar ; il sert aussi à préparer l'or très-divisé que l'on emploie pour dorer la porcelaine, etc.

Le *proto-hypo-sulfate*, le *proto-sulfite*, le *proto-sélénite*, le *proto-phosphate*, le *proto-borate*, et le *proto-azotate de fer* sont sans usages.

Oxy-sels de sesqui-oxyde de fer.

Caractères distinctifs. La solution de ces sels est jaune-rougeâtre, d'une sa-

veur astringente et âpre. Cette solution est précipitée : 1° en beau bleu foncé par le cyanure jaune de potassium et de fer (bleu de Prusse) ; 2° en noir par l'infusion de noix de galle (encre ou gallate de sesqui-oxyde de fer) ; 3° en jaune-rougeâtre par les alcalis (hydrate de sesqui-oxyde de fer) ; 4° en noir par le proto-sulfure de potassium (sulfure de fer hydraté) ; 5° l'acide sulfhydrique en sépare du soufre qui se précipite sous forme d'une poudre blanche-jaunâtre ; il se forme en même temps de l'eau et un sel de protoxyde qui reste dissous ; 6° l'acide hydro-sulfo-cyanique, ou le sulfocyanure de potassium colore la solution des sesqui-sels de fer, en rouge très-foncé, sans précipitation.

Tous les sels insolubles de sesqui-oxyde de fer se dissolvent dans l'acide chlorhydrique, et se comportent alors avec les réactifs, de la manière qui vient d'être indiquée.

Sous-sesqui-carbonate de fer. Il se produit lorsque le fer est en contact avec l'air humide ; il est alors à l'état d'hydrate et désigné sous le nom de *rouille*. C'est encore lui qui se forme, lorsqu'on abandonne à l'air le précipité produit par l'action d'un carbonate alcalin sur une solution de proto-sulfate de fer. Il est très-peu stable et se décompose à la longue, en perdant une grande partie de son acide et en passant à l'état d'hydrate de sesqui-oxyde. Le *safran de mars apéritif* n'est qu'un mélange de cet hydrate et de sesqui-carbonate.

Le sous-sesqui-carbonate hydraté est, parmi les préparations ferrugineuses, l'une des plus employées : on l'administre comme tonique dans la chlorose, l'anémie, les débilités, etc. ; on l'emploie aussi comme anti-périodique dans le tic douloureux de la face et autres névralgies intermittentes.

Sesqui-sulfate de fer. On le prépare en dissolvant le sesqui-oxyde de fer hydraté dans l'acide sulfurique, remuant le mélange et chauffant pour volatiliser l'excès d'acide. Ce sel est incristallisable, d'une couleur jaune-orangée, lorsqu'il est neutre ; il est presque blanc, lorsqu'il est acide ; il est au contraire plus jaune et insoluble, lorsqu'il est avec excès de base : c'est pourquoi il se précipite toujours une poudre jaune-rougeâtre de sous-sesqui-sulfate, lorsqu'on verse dans la solution neutre un peu d'alcali qui s'empare d'une partie de l'acide.

Suivant M. Braconnot, la solution de sesqui-sulfate peut être avantageusement employée pour servir à la conservation des pièces anatomiques : cette solution a l'inconvénient de colorer la surface des parties qui y sont plongées.

Outre le sulfate neutre, on connaît plusieurs sous-sesqui-sulfates, parmi lesquels il y en a un qui sert dans la peinture sur porcelaine et sur verre.

Sesqui-azotate de fer. On prépare ce sel en traitant à la température ordinaire le fer en limaille, en tournure ou en fils, par l'acide azotique étendu de son poids d'eau : il y a vive effervescence, dégagement de calorique, formation de bi-oxyde d'azote qui passe à l'état d'acide azoteux au contact de l'air, et transformation du fer en sesqui-oxyde qui s'unit à la portion d'acide azotique qui n'a pas été décomposée. — Lorsque la réaction est terminée, on filtre et on décante la liqueur : celle-ci est rougeâtre, très-acide, presque incristallisable ; évaporée à siccité, le sel se décompose en acide azotique qui se dégage, et en sesqui-oxyde de fer qui reste sous forme d'une poudre rougeâtre. — Lorsque la liqueur est étendue d'eau et traitée par un excès d'une solution de carbonate de potasse, il y a double décomposition, formation d'azotate de potasse soluble, et de sous-sesqui-carbonate de fer qui se précipite d'abord, mais qui peut être dissous en totalité ou en partie dans la solution de carbonate de potasse. C'est à cette liqueur que l'on donnait autrefois le nom de *teinture martiale et alcaline de Stahl*.

Les autres sels de sesqui-oxyde de fer ont été peu étudiés, ou sont peu importants.

§ XI. *Combinaisons du zinc.*

A. *Zinc et oxygène.* Le zinc se combine en deux proportions avec l'oxygène, et forme un protoxyde et un peroxyde.

Protoxyde de zinc.

Cet oxyde, désigné autrefois sous les noms de *fleurs de zinc*, *nihil album*, *pompholix*, *lana philosophica*, n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison ; la *calamine*, que l'on considérait autrefois comme formée en partie d'oxyde de zinc à l'état de liberté, n'est autre chose qu'un mélange de silicate et de carbonate de zinc.

Le protoxyde de zinc se prépare ordinairement en faisant brûler le métal à

l'air dans de grands creusets que l'on recouvre de leurs convercles pour arrêter les vapeurs de zinc, lorsqu'elles commencent à se former; de temps en temps on retire l'oxyde avec une cuiller de fer, afin de mettre la surface du métal à découvert et entretenir son oxydation. — On peut encore préparer cet oxyde par la voie humide en dissolvant le zinc dans l'acide sulfurique faible, traitant la dissolution par le carbonate de potasse, recueillant le précipité de carbonate de zinc qui se produit, et le calcinant après l'avoir lavé et desséché.

Propriétés. Le protoxyde de zinc est solide, blanc, doux au toucher, indécomposable par la chaleur, fixe, lorsqu'on le chauffe en vases clos, prenant sous l'influence du calorique une couleur jaune qu'il perd en refroidissant; lorsqu'il est à l'état d'hydrate, il absorbe l'acide carbonique de l'air. Calciné avec du charbon, il est réduit à l'état métallique, et donne naissance à de l'oxyde de carbone. — Cet oxyde se dissout facilement dans la plupart des acides; il se dissout également dans la potasse, la soude et l'ammoniaque. — Il est formé de 100 de zinc (1 at.) et de 24, 97 d'oxygène (1 at.) = Zn O.

Usage médical. Cet oxyde, administré à hautes doses, donne lieu à des nausées, des coliques et des vomissements. A petites doses il agit comme antispasmodique; il a été administré contre toutes les névroses, mais principalement contre l'épilepsie, la coqueluche et la toux convulsive; il paraît, si l'on en croit d'habiles thérapeutistes expérimentateurs de notre époque (MM. Trousseau et Pidoux) que cet agent est bien loin de mériter sous ces différents rapports les éloges qu'on lui a prodigués. — A l'extérieur on l'emploie avec plus d'avantage dans le traitement de l'ophthalmie chronique, les taies de la cornée, les leucorrhées rebelles, les gerçures du mamelon, les fissures de l'anus, etc. — Le plus souvent, au lieu d'employer l'oxyde de zinc pur, on se sert de la *tuthie*, sublimé blanc qui se condense dans les fourneaux où l'on exploite les minerais de zinc, et qui est formé de 90 environ pour cent d'oxyde de zinc, et $\frac{10}{100}$ de protoxyde de fer et de plomb, de charbon et de laitier. On se sert aussi de la *calamine*, que j'ai dit être en partie composée d'oxyde de zinc silicaté et carbonaté.

Peroxyde de zinc.

Cet oxyde peut se préparer en mettant l'hydrate de protoxyde de zinc en contact avec l'eau oxygénée (Thénard). Il est blanc, décomposable à l'action de la chaleur en protoxyde qui reste fixe, et en oxygène qui se dégage.

B. *Zinc et carbone.* En chauffant du cyanure de zinc on obtient un CARBURE DE ZINC noir, pulvérulent, prenant feu sur les charbons ardents et se convertissant alors en acide carbonique et en oxyde de zinc. — Le zinc du commerce est toujours un peu carburé.

C. *Zinc et phosphore.* En jetant peu à peu du phosphore et de la résine sur du zinc en fusion, on peut préparer un PHOSPHURE DE ZINC qui est brillant, d'un blanc de plomb, aussi fusible que le zinc, s'aplatissant un peu sous le marteau.

D. *Zinc et soufre.* Le SULFURE DE ZINC peut être préparé en faisant passer du soufre en vapeur sur du zinc en fusion : la combinaison a lieu avec un grand dégagement de calorique et de lumière. — On peut encore préparer ce composé en calcinant le sulfate de zinc dans un creuset brasqué : le charbon s'empare de l'oxygène de l'acide et de l'oxyde, et il reste pour résidu un sulfure de zinc mêlé à une petite quantité de zinc métallique. — Enfin, si l'on veut avoir ce sulfure à l'état d'hydrate, on peut l'obtenir en précipitant la solution d'un sel de zinc par l'acide sulfhydrique ou la solution d'un sulfhydrate.

Le sulfure de zinc est solide, d'un jaune terne, insipide, fusible et indécomposable à la chaleur rouge, susceptible d'être décomposé à une haute température par le charbon; il absorbe l'oxygène à l'aide de la chaleur et produit du gaz aide sulfureux et du sous-sulfate ou du protoxyde de zinc suivant la température. — Ce sulfure est blanc à l'état d'hydrate. — Il est formé de 100 de zinc (1 at.) et de 49, 88 de soufre (1 at.) = Zn S.

Le sulfure de zinc existe abondamment dans la nature; il est ordinairement mêlé à des matières ferrugineuses, et connu des minéralogistes sous le nom de *blende*. Les blendes sont jaunes, ou brunes, ou roussâtres, ou noirâtres, suivant la quantité et la nature des matières qui les accompagnent; on en trouve en France dans les départements de l'Isère, du Pas-de-Calais, des Hautes-Pyrénées, du Finistère, etc. La blende sert à la pré-

paration du sulfate de zinc du commerce.

Oxy-sulfure de zinc. On obtient ce produit en décomposant, à la chaleur rouge-obscure, le sulfate de zinc par l'hydrogène : il est composé d'un atome d'oxyde et d'un atome de sulfure (Arfwedson). — On a découvert à Rosiers, près de Pont-Gibaud, un oxy-sulfure naturel formé d'un atome de protoxyde et de 4 atomes de sulfure; un composé analogue a été trouvé dans les environs de Freyberg.

E. *Zinc et sélénium.* On peut préparer un séléniure de zinc en faisant passer du sélénium en vapeur sur du zinc porté au rouge; il y a combinaison avec explosion et dégagement de lumière; lorsque l'appareil est refroidi, on trouve sur les parois du vase une couche de poussière jaunâtre, qui est un séléniure de zinc.

F. *Zinc et chlore.* Le chlorure de zinc peut être obtenu directement, en chauffant le zinc en poudre dans du gaz chlore, il y a combinaison avec dégagement de calorique et de lumière. — En traitant le zinc par l'acide chlorhydrique, il y a dégagement d'hydrogène et formation de chlorure de zinc, que l'on obtient à l'état de pureté en évaporant la liqueur jusqu'à siccité, et distillant le résidu dans une cornue munie d'une allonge et d'un récipient : par l'élévation de température le chlorure entre en vapeur et vient se condenser dans le ballon. — Il est blanc, styptique, fusible, volatil au-dessous de la chaleur rouge, déliquescent, très-soluble dans l'eau. — On le désignait autrefois sous le nom de *beurre de zinc.* — Il est formé de 47, 63 de zinc (1 at.) et de 52, 37 de chlore (2 at.) = Zn Ch^2.

Dans ces derniers temps le chlorure de zinc, incorporé dans de la pâte de farine, a été employé avec succès par M. le docteur Canquoin dans le traitement des tumeurs cancéreuses, que ce caustique détruit en peu de temps.

G. *Zinc et brôme.* En faisant passer du brôme en vapeur sur du zinc chauffé au rouge, on obtient un brômure de zinc. Ce composé est solide, très-déliquescent, très-soluble dans l'eau, soluble aussi dans l'alcool et dans l'éther, presque incristallisable et formé d'un atome de zinc et de 2 atomes de brôme.

H. *Zinc et iode.* L'iode et le zinc peuvent se combiner directement, soit en chauffant le zinc dans la vapeur d'iode, soit en traitant, à l'aide de la chaleur, la limaille de zinc par l'eau et l'iode, puis décantant et évaporant. L'iodure de zinc est blanc, déliquescent, très-soluble dans l'eau; cette solution, traitée par le chlore, laisse précipiter de l'iode; traitée par la potasse et la soude, elle forme un précipité blanc d'oxyde de zinc. L'iodure sec chauffé en vases clos se sublime en prismes blancs quadrangulaires. — Il est formé d'un atome de zinc et de deux atomes d'iode.

J. *Alliages de zinc.* Un seul mérite d'être examiné : c'est celui que ce métal forme avec le cuivre, et que l'on désigne sous le nom de *laiton* ou *cuivre jaune.* J'en parlerai à la suite des combinaisons du cuivre.

Oxy-sels de protoxyde de zinc.

Le protoxyde de zinc s'unit facilement aux acides : le peroxyde ne peut s'y combiner qu'en perdant une partie de son oxygène et passant à l'état de protoxyde.

Caractères distinctifs. Ces sels sont incolores, doués d'une saveur styptique et métallique très-prononcée. Leurs dissolutions produisent avec le cyanure jaune de potassium et de fer un précipité blanc de cyanure de fer et de zinc; — avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, un précipité blanc de protoxyde de zinc hydraté, soluble dans un excès d'alcali; — avec le carbonate de potasse, un précipité blanc de carbonate de zinc; — avec le proto-sulfure de potassium, un précipité blanc de sulfure de zinc hydraté; — avec l'acide sulfhydrique, un précipité blanc de sulfure, lorsque le sel est neutre; et point de précipité, lorsque le sel est acide. — L'infusion de noix de galle et les lames métalliques n'y apportent aucun changement.

Carbonate de zinc. Ce sel existe dans la nature à l'état neutre, anhydre ou hydraté; il est presque toujours mêlé au silicate de zinc, et il forme alors la *calamine* qui, outre ces deux sels, contient fréquemment des carbonates de fer, de plomb, de chaux, de magnésie, de l'oxyde de fer hydraté, et quelquefois du sulfure de plomb. — En traitant la solution d'un sel de zinc par celle du carbonate de potasse, on obtient des flocons blancs, gélatineux, d'un carbonate de zinc hydraté formé de 4 at. d'oxyde, 3 at. d'acide et 3 at. d'eau : il y a en même temps dégagement d'acide carbonique. M. Berzélius regarde ce sel comme composé de carbonate bi-basique et d'oxyde hydraté.

Sulfate de zinc (*couperose blanche, vitriol blanc*). Ce sel existe en très-petite

quantité dans la nature, en solution dans certaines eaux qui circulent dans les mines qui contiennent de la blende. — Dans les arts on prépare ce sel en grand en grillant la blende (sulfure de zinc naturel) dans des fourneaux à réverbère. Il se forme, par l'action de l'air, du sulfate de zinc et, de plus, des sulfates de fer, de cuivre et de plomb, lorsque la blende contenait des sulfures de ces métaux. On lessive cette matière encore chaude, on décante, et on fait évaporer la liqueur de manière que, par le refroidissement, elle se prenne en une masse cristalline blanche, qui est ensuite fondue, puis coulée dans des moules en forme de pain de sucre, où elle se prend en masse. Ce sel est loin d'être pur. Pour le purifier, on le dissout dans les laboratoires, puis on fait bouillir cette solution avec quelques gouttes d'acide azotique, qui fait passer le protoxyde de fer à l'état de sesqui-oxyde; et on ajoute à la liqueur de l'hydrate de protoxyde de zinc récemment précipité, qui précipite les oxydes étrangers au sulfate de zinc. Ensuite on décante et on fait évaporer pour obtenir le sulfate de zinc cristallisé.

On peut encore préparer ce sel en traitant le zinc en grenaille par l'acide sulfurique et l'eau : le métal est dissous avec dégagement d'hydrogène; il ne s'agit plus ensuite que de faire évaporer la dissolution.

On peut s'assurer de la pureté du sulfate de zinc, au moyen du proto-sulfure de potassium et du cyanure jaune de potassium et de fer, qui précipitent ce sel en blanc; tandis qu'ils le précipiteraient, le premier en noir et le second en blanc-bleuâtre ou en bleu foncé, s'il contenait du fer.

Propriétés. Le sulfate de zinc est blanc, d'une saveur styptique; il cristallise en prismes à quatre pans terminés par des pyramides à quatre faces; il s'effleurit au contact de l'air; 100 parties d'eau à + 15° en dissolvent 140 parties; l'eau bouillante en dissout davantage; exposé à l'action de la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, puis se dessèche et peut enfin être décomposé à une température plus élevée, en laissant du protoxyde de zinc pour résidu fixe. — Il est formé de 50, 1 de protoxyde (1 at.) et de 49, 9 d'acide (1 at.) $= \mathrm{Zn\,O,\,S\,O^3}$. Celui qui est cristallisé contient en outre sur 100 parties, 36, 45 d'eau, d'après M. Berzélius.

Usages. Ce sel agit à la manière des poisons irritants, quand on l'administre à hautes doses; à petites doses il est astringent. On l'emploie quelquefois dans le traitement des leucorrhées, des catarrhes chroniques, etc. On l'a aussi conseillé, comme antispasmodique, dans le traitement de certaines névroses, telles que l'épilepsie, la coqueluche, etc.; mais il est sous ce rapport plus infidèle encore que l'oxyde de zinc. — A l'extérieur on s'en sert en lotions et en injections dans le traitement des ophthalmies, des blennorrhagies chroniques, etc.

Les autres sels de zinc, tels que le SULFITE, l'HYDRO-SULFITE, le PHOSPHATE, le CHLORATE, l'IODATE, l'AZOTATE, etc., sont peu importants à étudier.

§ XII. *Combinaisons de l'étain.*

A. *Étain et oxygène.* L'étain et l'oxygène se combinent en deux proportions, et forment un protoxyde, qui joue le rôle d'une base salifiable, et un bi-oxyde qui peut, suivant les cas, servir soit de base salifiable très-faible, soit d'acide peu énergique.

PROTOXYDE D'ÉTAIN.

Il n'existe pas dans la nature; on le forme en dissolvant l'étain dans l'acide chlorhydrique, et précipitant la dissolution par un excès d'ammoniaque. L'acide chlorhydrique, en agissant sur l'étain, se décompose : il y a dégagement d'hydrogène et formation de proto-chlorure d'étain. L'ammoniaque, mise en contact avec ce dernier, le décompose en décomposant l'eau : l'oxygène de celle-ci s'unit à l'étain et le transforme en protoxyde qui se précipite en flocons blancs hydratés; l'hydrogène se combine au chlore et forme de l'acide chlorhydrique qui s'unit à l'ammoniaque, et donne naissance à du chlorhydrate d'ammoniaque soluble. On recueille le précipité de protoxyde, on le lave, on le fait sécher, et on le calcine en vases clos jusqu'au rouge naissant : en abandonnant son eau il devient d'un gris foncé.

Propriétés. Le protoxyde d'étain est blanc à l'état d'hydrate, gris-noirâtre lorsqu'il est anhydre; il est inodore, insipide et insoluble dans l'eau. Calciné au contact de l'air, il prend feu, absorbe de l'oxygène et passe à l'état de bi-oxyde. Il se dissout dans la potasse liquide; mais cette dissolution, abandonnée à elle-même dans un flacon bouché, laisse précipiter, au bout de quelques jours, de l'é-

tain métallique, qui provient de la décomposition d'une partie du protoxyde dont l'oxygène a fait passer l'autre partie à l'état de bi-oxyde. — Le protoxyde d'étain est formé de 100 d'étain (1 at.) et de 13, 6 d'oxygène (1 at.) = $Sn\ O$.

Bi-oxyde d'étain.

Ce composé regardé par quelques chimistes comme un acide, auquel ils donnent le nom d'*acide stannique*, existe assez abondamment dans la nature ; on le trouve quelquefois en filons, plus souvent en amas ou même disséminé dans les rochers ; l'Angleterre, l'Espagne, la Saxe, le Mexique, etc., en possèdent des mines qui sont exploitées pour l'extraction de l'étain.—Le bi-oxyde artificiel s'obtient, soit en calcinant l'étain au contact de l'air, soit en traitant la limaille d'étain par l'acide azotique. Dans le premier cas il se forme au-dessus de l'étain, tenu en fusion, une couche d'une poussière d'un blanc grisâtre que l'on désigne vulgairement sous le nom de *crasse d'étain* : cette poussière, recueillie et calcinée de nouveau au contact de l'air, acquiert une couleur plus blanche en passant en totalité à l'état de bi-oxyde anhydre. — Dans le second cas l'acide azotique agit vivement sur le métal ; il y a dégagement de bi-oxyde d'azote qui passe à l'état d'acide azoteux, en absorbant l'oxygène de l'air, et l'étain se trouve transformé en bi-oxyde hydraté et insoluble, aux dépens d'une partie de l'oxygène de l'acide azotique.

Propriétés. Le bi-oxyde d'étain est blanc à la température ordinaire ; il jaunit ou brunit par la chaleur ; mais reprend sa couleur blanche par le refroidissement ; il est infusible et indécomposable au feu, insoluble dans les acides sulfurique et azotique, soluble au contraire dans la potasse et la soude, qu'il sature, et avec lesquelles il forme des *stannates* cristallisables, et considérés par plusieurs chimistes comme de véritables oxy-sels. — Cet oxyde est formé de 100 d'étain (1 at.) et de 27, 2 d'oxygène (2 at.) = $Sn\ O^2$.

Le bi-oxyde d'étain entre dans la composition de la *potée d'étain*, qui n'est autre chose qu'une combinaison de bi-oxyde d'étain et de protoxyde de plomb (stannate de protoxyde de plomb), que l'on forme en calcinant à l'air un alliage de ces deux métaux. La potée d'étain est employée pour polir les glaces. — On se sert encore de bi-oxyde d'étain dans les arts pour la fabrication des émaux blancs opaques dont on recouvre les faïences communes, et pour donner au verre un aspect blanc laiteux.

B. *Étain et phosphore*. Le Phosphure d'étain se prépare, soit en projetant de petits morceaux de phosphore dans de l'étain fondu, soit en calcinant un mélange de limaille d'étain et d'acide phosphorique vitrifié, soit enfin en faisant passer du phosphore en vapeur sur de l'étain en fusion. — Ce phosphure est solide, blanc comme l'argent, moins fusible que l'étain, légèrement malléable, assez mou pour que le couteau puisse l'entamer ; quand on le projette sur des charbons ardents, il est décomposé : le phosphore s'enflamme et passe à l'état d'acide phosphorique Il est formé de 88, 5 d'étain (2 at.) et de 11, 5 de phosphore (1 at.); tout porte à croire que ce phosphure n'est pas saturé de phosphore.

C. *Étain et soufre*. Ces deux corps peuvent se combiner en trois proportions.

Proto-sulfure d'étain. Il existe dans la nature mêlé ou combiné avec le sulfure de cuivre. On peut le préparer en faisant chauffer, dans un creuset fermé, un mélange de 3 parties de grenaille d'étain et de 2 parties de soufre en poudre : la combinaison ne tarde pas à s'opérer ; mais il est impossible de saturer l'étain de soufre dans une première opération ; on est donc obligé, pour avoir le proto-sulfure bien pur, de pulvériser la masse, de la mêler avec une quantité de soufre égale à la première, et de chauffer de nouveau le mélange. — On peut encore préparer ce composé en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique à travers une solution de proto-chlorure d'étain ; il se précipite à l'état d'hydrate en flocons bruns chocolat.

Le proto-sulfure d'étain est solide, d'un gris bleuâtre, cristallisé en larges lames brillantes, indécomposable par la chaleur, décomposable par l'air et l'oxygène à une température élevée, en donnant naissance à du gaz acide sulfureux et à du bi-oxyde d'étain. — Il est formé de 100 d'étain (1 at.) et de 27, 35 de soufre (1 at.) = $Sn\ S$.

Sesqui-sulfure d'étain. On l'obtient en chauffant au rouge obscur le proto-sulfure avec le tiers de son poids de soufre. — Il est d'un jaune grisâtre, décomposable à une température élevée en soufre et en proto-sulfure, formé de 2 at. d'étain et de 3 at. de soufre = $Sn^2\ S^3$.

Bi-sulfure ou per-sulfure d'étain. Ce composé, encore nommé *or mussif*, *or de Judée*, *or mosaïque*, se prépare depuis long-temps de la manière suivante : on unit 2 parties d'étain à une partie de mercure, on réduit cet amalgame en poudre, on le mêle intimement à une partie et demie de soufre et une partie de sel ammoniac, et on expose, pendant plusieurs heures, ce mélange à l'action d'une douce chaleur dans un matras ou dans un creuset. Lorsque l'opération est terminée, on trouve au fond du vase qui a servi à la faire, une masse très-légère, brillante, jaunâtre, lamelleuse, qui est le bi-sulfure d'étain. — Le mercure ne sert qu'à rendre l'étain cassant et facile à réduire en poudre ; il n'est pas indispensable à l'opération. Le chlorhydrate d'ammoniaque empêche probablement qu'au moment de l'union du soufre avec l'étain, la température devienne assez élevée pour s'opposer à la formation du bi-sulfure : l'expérience a démontré que la présence de ce sel favorise la production du bi-sulfure ; cependant on peut s'en passer. — Quant aux réactions qui se passent dans cette opération, elles sont très-compliquées ; car indépendamment du bi-sulfure d'étain, il se produit encore de l'acide sulfhydrique, du sulfhydrate sulfuré d'ammoniaque, du sulfure et du bi-chlorure de mercure, qui se subliment à l'entrée du col du matras ; enfin une petite quantité de soufre échappe à la réaction et se sublime au-dessus des produits qui viennent d'être nommés. Le bi-sulfure d'étain reste fixe. « Il est probable que, dans les premiers moments de l'opération, les deux métaux passent à l'état de sulfure ; mais qu'à une température un peu élevée, une partie du sulfure de mercure réagit sur l'acide chlorhydrique du sel ammoniac, d'où résulte du deuto-chlorure de mercure pur, et du sulfhydrate d'ammoniaque qui, en se dégageant, absorbe du soufre pour se transformer en sulfhydrate sulfuré. » (Lassaigne.)

On peut encore préparer l'or mussif en chauffant parties égales d'étain et de cinabre (sulfure de mercure) ; l'étain s'empare du soufre, et le mercure est mis en liberté. — Lorsqu'on chauffe un mélange de proto-chlorure d'étain et de soufre, dans une cornue, il y a formation de bi-chlorure d'étain qui s'évapore avec l'excès de soufre, et on trouve au fond du vase une petite masse d'or mussif. — Enfin on obtient encore le bi-sulfure d'étain, à l'état d'hydrate, en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique à travers du bi-chlorure d'étain exempt d'acide ; ou bien en versant une solution de proto-sulfure de potassium dans une solution de bi-chlorure d'étain ; le bi-sulfure se précipite alors en flocons d'un jaune pâle.

Propriétés. Ce sulfure est solide, d'un jaune doré, formé par un amas de petites écailles hexagonales ; il est doux au toucher ; lorsqu'on le chauffe à une chaleur rouge en vases clos, il est décomposé en soufre et en proto-sulfure ; calciné au contact de l'air, il est transformé en acide sulfureux et en bi-oxyde d'étain. Il est insoluble dans l'eau, inattaquable par les acides azotique et chlorhydrique ; l'eau régale le transforme en sulfate d'étain insoluble. — Il est composé de 100 d'étain (1 at.) et de 54, 70 de soufre (2 at.) $= Sn S^2$.

L'or mussif sert à frotter les coussins des machines électriques, et à imiter les tons du bronze sur les statues de plâtre et sur le bois peint.

D. *Etain et sélénium.* Le séléniure d'étain se prépare directement, en faisant chauffer dans un petit matras un mélange de sélénium et de grenaille d'étain. — Il est gris ; il prend l'éclat métallique lorsqu'on le frotte au brunissoir ; lorsqu'on le grille, il laisse dégager du sélénium, et l'étain passe à l'état de bi-oxyde.

E. *Etain et chlore.* Ces deux corps s'unissent en deux proportions.

Proto-chlorure d'étain. Ce composé peut se préparer au moyen de plusieurs procédés. 1° On l'obtient hydraté en traitant la grenaille d'étain par l'acide chlorhydrique liquide, et en favorisant l'action par une douce chaleur : il y a dégagement de gaz hydrogène, et formation de proto-chlorure qui reste en solution. Lorsque tout l'étain est dissous, on fait évaporer la liqueur, puis on la décante dans un flacon que l'on bouche avec soin, et on l'abandonne : par le refroidissement elle fournit des cristaux prismatiques aiguillés incolores, qui doivent être conservés à l'abri de l'air ; si l'on veut transformer ce proto-chlorure hydraté en chlorure anhydre, il suffit de le chauffer dans une cornue : il se forme, par suite de la décomposition d'un peu d'eau, une petite quantité d'acide chlorhydrique et de bi-oxyde d'étain ; mais la plus grande partie du proto-chlorure échappe à la décomposition, perd son

eau et se volatilise au degré de la chaleur rouge. — 2° Le proto-chlorure anhydre peut encore être obtenu en chauffant *jusqu'au rouge*, dans une petite cornue de verre, un mélange de parties égales de limaille d'étain et de bi-chlorure de mercure : il y a décomposition de ce dernier, formation de proto-chlorure d'étain qui se sublime, et d'un amalgame d'étain qui reste dans la cornue ; à une température plus basse, et avec une quantité plus considérable de bi-chlorure de mercure, il se formerait du bi-chlorure d'étain.—3° Enfin, on prépare encore ce composé, en faisant passer du gaz acide chlorhydrique à travers de la grenaille d'étain chauffée dans un tube de verre.

Propriétés. Le proto-chlorure d'étain cristallise en aiguilles ou en octaèdres volumineux, suivant que la cristallisation se fait plus ou moins vite ; il est très-styptique et très-soluble dans l'eau. Cette solution, abandonnée à l'air, se trouble par suite de la formation d'un oxydo-chlorure de couleur blanche et insoluble : ce composé provient de la transformation d'une partie du chlorure, en chlore qui se porte sur l'autre partie et la fait passer à l'état de bi-chlorure, et en bi-oxyde d'étain qui provient de l'union d'une partie du métal avec l'oxygène de l'air : ce bi-oxyde s'unit au bi-chlorure, au fur et à mesure que l'un et l'autre se forment. L'acide azotique produit le même effet, mais plus rapidement, lorsqu'on le verse dans la solution de proto-chlorure ; il y a en même temps dégagement de bi-oxyde d'azote ; l'acide sulfureux produit aussi un effet analogue ; il y a alors précipitation du soufre. — Le chlore fait promptement passer le proto-chlorure à l'état de bi-chlorure. — Le proto-chlorure désoxyde plus ou moins complètement la plupart des corps saturés d'oxygène, en se transformant dans tous les cas en un oxydo-chlorure d'étain. C'est ainsi qu'il ramène le minium, le bi-oxyde de plomb, le bi-oxyde de cuivre à l'état de protoxyde ; les sels de fer et de cuivre au maximum à l'état de sels au minimum ; l'acide arsénique à l'état d'acide arsénieux ; c'est ainsi qu'il réduit les oxydes d'or, d'argent, de platine, de mercure, etc., etc. — Enfin le proto-chlorure d'étain en dissolution a la propriété d'enlever le chlore à plusieurs chlorures, tels que ceux d'or, de mercure, etc. — L'explication de l'action désoxygénante de ce composé est très-simple ; lorsqu'il agit sur des corps très-oxydés, il abandonne la moitié de son étain et passe ainsi à l'état de bi-chlorure ; la portion d'étain qui est mise à nu se combine elle-même à l'oxygène des corps oxydés et passe à l'état de bi-oxyde qui s'unit au bi-chlorure. Cet effet est donc dû tout à la fois à la grande tendance du proto-chlorure à passer à l'état de bi-chlorure, et à l'affinité de l'étain pour l'oxygène. — Il est formé de 62, 5 d'étain (1 at.) et de 37, 5 de chlore (2 at.) $= Sn\,Ch^2$.

Le proto-chlorure d'étain est employé comme mordant dans la fabrication des toiles peintes. On s'en sert dans les manufactures de porcelaine pour la préparation du *précipité pourpre de cassius* (*voyez* CHLORURE D'OR) avec lequel on fait les fonds rouges. — On n'en fait pas usage en médecine : administré à la dose d'un gros à un gros $\frac{1}{2}$, il donne la mort en 15 ou 18 heures, en agissant à la manière des poisons irritants ; suivant M. Orfila, le lait le décompose complètement et avec rapidité ; ce liquide doit donc être considéré comme l'antidote de ce poison.

BI-CHLORURE D'ÉTAIN (*liqueur fumante de Libavius*). On le prépare à l'état d'hydrate en faisant passer du chlore à travers une solution de proto-chlorure d'étain, et concentrant la liqueur ; ou bien en dissolvant l'étain dans l'eau régale. — Pour l'avoir anhydre, il faut unir trois parties d'étain à une de mercure, réduire cet amalgame en une poudre que l'on mêle avec trois fois son poids de bi-chlorure de mercure ; ce mélange est ensuite chauffé dans une allonge, munie d'un ballon que l'on maintient à une basse température. L'étain s'empare du chlore et forme un bi-chlorure qui se volatilise en produisant des vapeurs épaisses ; le mercure reste amalgamé à l'excès d'étain.

Propriétés. A l'état d'hydrate, le bi-chlorure d'étain est blanc, cristallisé en aiguilles, nullement fumant, facilement décomposable sous l'influence de la chaleur, en eau, acide chlorhydrique, chlorure anhydre et bi-oxyde d'étain. — A l'état anhydre, ce bi-chlorure est liquide, transparent, très-volatil ; exposé à l'air, il se réduit en vapeurs épaisses qui s'unissent à la vapeur d'eau en produisant une fumée piquante et caustique. Versé dans une petite quantité d'eau, il s'y combine avec bruit, cristallise en passant à l'état d'hydrate, et perd la propriété de fumer à l'air ; si la quantité d'eau est plus grande, il se dissout entièrement. — Il

est composé de 45, 5 d'étain (1 at.) et de 54, 5 de chlore (4 at.) = $Sn Ch^4$.

F. *Etain et brôme*. Le brôme s'unit à l'étain avec dégagement de calorique et de lumière, et forme un composé blanc, cristallin, fusible, très-volatil, soluble dans l'eau et formé d'un atome d'étain et de quatre atomes de brôme : c'est par conséquent un BI-BRÔMURE D'ÉTAIN = $Sn Br^4$.

G. *Etain et iode*. On obtient un PROTO-IODURE D'ÉTAIN solide, cristallisé en houppes rouges-orangées, en traitant la solution de proto-chlorure d'étain par celle d'iodure de potassium, et faisant évaporer. Sa formule est $Sn I^2$. — Le BI-IODURE D'ÉTAIN se prépare directement en faisant passer de l'iode en vapeur sur de l'étain chauffé. Il est d'une couleur jaune-orangée, fusible; l'eau le décompose en acide iodhydrique et en bi-oxyde d'étain. Sa formule est $Sn I^4$.

H. *Alliages d'étain*. Nous avons déjà étudié l'alliage que ce métal forme avec le fer (fer-blanc).

ALLIAGE D'ÉTAIN ET DE PLOMB. En fondant une partie d'étain avec deux parties de plomb, on obtient un alliage solide, blanc-grisâtre, malléable, plus fusible que l'étain, employé par les plombiers pour souder les tuyaux de plomb, et désigné à cause de cet usage sous le nom de *soudure des plombiers*.

ALLIAGE D'ÉTAIN ET DE CUIVRE. L'alliage formé de 90 parties de cuivre et 10 parties d'étain, est désigné sous le nom de *bronze* ou *airain* : il sert à fabriquer les canons. Il est d'une couleur jaune, un peu rougeâtre, légèrement malléable, plus dur et plus fusible que le cuivre, peu altérable au contact de l'air humide.

L'*alliage des cloches* est formé de 22 parties d'étain et de 78 de cuivre; il est d'un blanc-grisâtre, cassant, à grains fins. — En unissant 20 parties d'étain à 80 parties de cuivre, on forme l'alliage qui sert à composer les tam-tams et les cymbales. — Les timbres des horloges contiennent un peu plus d'étain (environ $\frac{25}{100}$) et un peu moins de cuivre que l'alliage des cloches. — Enfin les miroirs des télescopes sont formés d'un alliage que l'on compose en unissant une partie d'étain à deux parties de cuivre. — Tous ces différents alliages de cuivre et d'étain possèdent la propriété de devenir très-malléables par la trempe.

OXY-SELS DE PROTOXYDE D'ÉTAIN.

Caractères distinctifs. Les sels de protoxyde d'étain sont incolores ou légèrement jaunâtres, doués d'une saveur astringente, métallique, très-désagréable. Ceux qui sont solubles sont précipités, 1° en blanc par la potasse, la soude et l'ammoniaque. Ce précipité formé de protoxyde d'étain hydraté, se redissout dans un excès des deux premiers alcalis; — 2° en blanc par le cyanure jaune de potassium et de fer; — 3° en brun-chocolat par l'acide sulfhydrique ou les sulfhydrates (proto-sulfure hydraté); — 4° en brun violacé, ou pourpre, par le chlorure d'or; — 5° enfin en plongeant une lame de zinc dans la solution des sels de protoxyde d'étain, on sépare ce métal qui se précipite sous forme de lames cristallisées.

PROTO-SULFATE D'ÉTAIN. On produit ce sel, soit en traitant l'étain à chaud par l'acide sulfurique concentré, soit en versant de l'acide sulfurique également concentré dans une solution de proto-chlorure d'étain. Dans le premier cas, le métal est oxydé aux dépens de l'oxygène d'une partie de l'acide sulfurique, qui passe à l'état d'acide sulfureux; dans le second cas, il se précipite sous forme d'une poudre blanche. Ce sel est blanc, peu soluble dans l'eau, susceptible de donner, par une évaporation lente, des prismes longs et très-minces. Il a été peu examiné.

PROTO-AZOTATE D'ÉTAIN. On le prépare en traitant à froid de petites quantités d'étain grenaillé, par de l'acide azotique à 15 degrés de l'aréomètre : il y a décomposition d'une partie de l'acide, dégagement d'azote, formation de protoxyde qui s'unit à la portion d'acide azotique non décomposée. — Il est sous forme d'un liquide jaunâtre, acide, incristallisable, décomposable, par une simple élévation de température, en bi-oxyde d'azote qui se dégage, et en bi-oxyde d'étain qui se précipite. — Il est sans usages.

Les autres sels de protoxyde d'étain ont été peu examinés.

OXY-SELS DE BI-OXYDE D'ÉTAIN.

Caractères distinctifs. Ils sont incolores. La solution de ces sels est précipitée; 1° en blanc avec la potasse et la soude; ce précipité, formé de bi-oxyde d'étain, se dissout dans un excès de ces alcalis; — 2° en blanc par le cyanure jaune de potassium et de fer; — 3° en jaune pâle par l'acide sulfhydrique et les sulfhydrates; ce précipité, formé de bi-sulfure

d'étain hydraté, est soluble dans l'ammoniaque ; si ce précipité contient un peu de bi-oxyde d'étain, la solution ammoniacale perd sa couleur jaune et prend une légère teinte d'un blanc laiteux ; — 4° le chlorure d'or n'apporte point de changements dans la solution des sels de bi-oxyde d'étain.

Deuto-sulfate d'étain. Ce sel se prépare en traitant le proto-sulfate par un excès d'acide sulfurique : il y a sur-oxydation du protoxyde, aux dépens d'une partie de l'oxygène d'une portion de l'acide sulfurique, et transformation du proto-sulfate en deuto-sulfate acide. Il est liquide, très-acide et incristallisable. — Il est peu connu.

§ XIII. *Combinaisons du chrome.*

A. *Chrome et oxygène.* Le chrome et l'oxygène se combinent en deux proportions, et forment un oxyde et un acide.

Protoxyde de chrome.

Cet oxyde n'existe dans la nature qu'en petite quantité ; on le trouve quelquefois à la surface de quelques échantillons de chromate de plomb. — On le prépare en calcinant le chromate de potasse avec la moitié de son poids de soufre. Le chromate de potasse est décomposé : l'acide chromique passe à l'état de protoxyde de chrome, en perdant une partie de son oxygène, qui s'unit à une partie du soufre et le transforme en acide sulfurique. Celui-ci se combine à une partie de la potasse, et forme du sulfate de potasse : une autre portion de la potasse est réduite et passe à l'état de sulfure de potassium. Après la calcination on traite la masse par l'eau qui dissout le sulfate et le sulfure, tandis que l'oxyde de chrome reste insoluble ; il ne s'agit plus alors que de le recueillir, le laver et le sécher. — On peut encore obtenir cet oxyde en calcinant le chromate de mercure ; par l'élévation de la température, ce sel est décomposé en oxygène qui se dégage, en mercure métallique qui passe à la distillation, et en protoxyde de chrome qui reste fixe.

Propriétés. Le protoxyde de chrome est vert, inodore, insipide, très-difficile à fondre, inaltérable par le feu, l'oxygène et l'air ; il se dissout difficilement dans les acides lorsqu'il a été calciné. Ajouté en petite quantité au verre ou aux émaux en fusion, il les colore en beau vert ; c'est en raison de cette propriété qu'il est employé pour faire les fonds verts sur la porcelaine. L'émeraude lui doit sa couleur. — Il est formé de 70, 11 de chrome (2 at.) et de 29, 89 d'oxygène (3 at.) $= Cr^2 O^3$.

Quelques chimistes admettent l'existence d'un bi-oxyde de chrome que l'on obtiendrait en calcinant le proto-azotate de chrome. D'après les expériences de M. Maus, la poudre brune que l'on obtient alors n'est qu'une combinaison d'acide chromique et de protoxyde de chrome.

Acide chromique.

Cet acide n'a été trouvé dans la nature que dans le rubis spinelle et le plomb rouge de Sibérie. On le prépare à l'aide d'un procédé dû à M. Maus, et qui consiste à précipiter la potasse du bi-chromate de potasse par un petit excès d'acide hydro-phtoro-silicique (fluorhydrate acide de fluorure de silicium) ; l'acide fluorhydrique de ce composé se combine à la potasse, et donne naissance à de l'eau et à du fluoruré de potassium ; ce dernier s'unit au fluorure de silicium, et forme un composé insoluble qui se précipite en gelée blanche. L'acide chromique est mis en liberté. On laisse reposer la liqueur, on la décante et on l'évapore à une très-douce chaleur : puis le résidu de l'évaporation est traité par l'eau qui dissout l'acide chromique, et laisse une petite masse pulvérulente de fluorure double de potassium et de silicium. Il faut se garder de filtrer, parce que l'acide chromique s'altérerait en charbonnant le papier.

Propriétés. L'acide chromique est solide, rouge-pourpre, d'une saveur très-acide et styptique, soluble dans l'eau à laquelle il communique sa couleur, soluble aussi dans l'alcool froid, décomposé par l'alcool chaud en oxyde de chrome, acide formique et éther. La chaleur décompose l'acide chromique en oxygène et en oxyde de chrome. — L'acide chlorhydrique concentré en opère la décomposition : il en résulte de l'eau, du chlore et un chlorure de chrome ; ce mélange peut dissoudre l'or. — L'acide chromique est formé de 53, 98 de chrome (1 at.) et de 46, 02 d'oxygène (3 at.) $= Cr O^3$.

B. *Chrome et métalloïdes.* Les combinaisons que le chrome forme avec le phosphore, le soufre, le chlore, l'iode

et le brôme sont trop peu importants pour trouver place ici.

OXY-SELS DE PROTOXYDE DE CHROME.

Caractères distinctifs. Ces sels sont peu connus ; ils sont d'un vert émeraude ; leur saveur est douceâtre et styptique. Leurs solutions sont précipitées : 1° en vert par le cyanure jaune de potassium et de fer ; — 2° en gris-verdâtre par les alcalis (oxyde de chrome hydraté) ; ce précipité est soluble dans un excès de potasse et de soude ; — 3° en gris-verdâtre, avec dégagement d'acide sulfhydrique, avec les sulfhydrates (oxyde de chrome hydraté) ; — 4° en brun par l'infusion de noix de galle.

OXY-SELS *formés par l'union de l'acide chromique avec les bases.*

GENRE CHROMATE.

Il n'existe dans la nature que deux chromates : l'un est le chromate de plomb naturel, encore nommé *plomb rouge de Sibérie* ; l'autre est un chromate double de cuivre et de plomb, que l'on désigne sous le nom de *vauquelinite*. Tous deux sont rares.

Les chromates sont généralement colorés en jaune plus ou moins foncé, ou en rouge, ou bien en brun. Ceux de ces sels qui appartiennent aux cinq dernières sections, se décomposent à une haute température, en oxygène qui se dégage et en oxyde de chrome qui reste mêlé à l'oxyde du chromate, lorsque ce dernier oxyde n'est pas lui-même susceptible de se décomposer ou de se suroxyder par l'élévation de température. — Calcinés avec le charbon et le soufre, les chromates sont décomposés; l'acide chromique perd une partie de son oxygène et passe à l'état d'oxyde de chrome ; quant à l'oxyde métallique, il se comporte avec le soufre et le charbon comme s'il était en liberté. — Tous les chromates de la première section sont solubles, à l'exception de celui de baryte ; parmi les chromates solubles, on compte encore ceux de magnésie, d'yttria, de protoxyde de manganèse, de protoxyde de Nickel, etc.

L'acide sulfurique concentré décompose tous les chromates à une température peu élevée, s'empare de la base, et met l'acide chromique en liberté ; l'acide azotique agit de la même manière.

Composition. D'après M. Berzélius, dans les chromates neutres, l'acide contient trois fois autant d'oxygène que la base.

Préparation. Les chromates solubles se préparent par la combinaison directe de l'acide et de la base ; les chromates insolubles s'obtiennent par voie de double décomposition du chromate de potasse et d'un autre sel soluble, dont on veut unir la base à l'acide chromique.

Caractères distinctifs. Les chromates prennent une teinte rouge orangée lorsqu'on les traite par l'acide sulfurique. Ceux qui sont solubles sont précipités en jaune par l'azotate de plomb, en rouge-marron par l'azotate d'argent, et en rouge orangé par l'azotate de protoxyde de mercure. La solution de ces sels devient d'un vert-bleuâtre par l'action de l'acide sulfureux. Ceux qui sont insolubles doivent être traités par le carbonate de potasse, qui les transforme en chromate de potasse soluble, puis essayés par les réactifs qui précèdent.

CHROMATE DE POTASSE. On prépare ce sel en calcinant, dans un creuset de terre fermé, parties égales d'azotate de potasse et de mine de chrome du Var (*fer chromé*), qui est formée d'oxyde de fer, d'oxyde de chrome, de silice, d'alumine et de magnésie. Par l'élévation de la température, l'azotate de potasse se décompose en bi-oxyde d'azote qui se dégage, en oxygène qui transforme l'oxyde de chrome en acide chromique, et en potasse qui se combine en partie à ce dernier acide, et en partie à la silice et à l'alumine. Lorsque la calcination est terminée, on retire le creuset du feu, on le laisse refroidir, et on traite la masse par l'eau bouillante qui dissout le chromate, ainsi que le silicate et l'aluminate de potasse. Alors on évapore la liqueur et on la sature par un peu d'acide azotique qui la rend rouge orangée, et en précipite la silice et l'alumine, qui peuvent être séparées par la filtration. On ajoute ensuite de la potasse caustique à la liqueur, jusqu'à ce que celle-ci redevienne jaune, puis on la concentre convenablement, et on l'abandonne à elle-même ; l'azotate de potasse, qui s'est formé par l'addition de la potasse à la liqueur acide, cristallise presque entièrement; le chromate reste dans l'eau-mère, et ne tarde pas à cristalliser à son tour ; on le purifie par plusieurs cristallisations successives.

Propriétés. Le chromate de potasse cristallise en prismes rhomboïdaux jau-

nes, d'une saveur fraîche, amère et désagréable, indécomposables par la chaleur; l'eau, à + 15°, dissout la moitié de son poids de ce sel; l'eau bouillante en dissout plusieurs fois son poids. L'acide chromique, ainsi que les acides sulfurique, azotique, etc., versés dans la solution de chromate de potasse, le transforment en bi-chromate, qui forme bientôt des cristaux rouges. — Le chromate neutre de potasse est composé de 47,5 de potasse, et de 52,5 d'acide chromique. $= K\,O, Cr\,O^3$. Les cristaux renferment en outre $\frac{34}{400}$ d'eau qui s'évapore à une température rouge.

Usages. On l'emploie dans les fabriques de toiles peintes, pour la préparation du chromate de plomb qui sert comme couleur jaune. — C'est de ce sel que l'on retire toutes les préparations de chrome. — La médecine l'utilise fort peu; comme il jouit de la propriété d'activer la combustion du chanvre, du coton, du papier, etc., on s'en est servi pour faire des *moxas*. Ces moxas sont composés de papier Joseph, que l'on imbibe d'une solution d'une partie de chromate de potasse dans 16 parties d'eau.

Bi-chromate de potasse. On l'obtient à l'aide du chromate neutre que l'on rend acide. Ce sel cristallise en larges tables rectangulaires d'un rouge orangé très-intense, inaltérables à l'air, solubles dans 10 fois leur poids d'eau à + 17°.

Chromate de soude. On l'obtient comme le chromate de potasse, en substituant l'azotate de soude à l'azotate de potasse. — Il est jaune et très-soluble dans l'eau.

Les chromates de baryte, de chaux, de strontiane, de zinc, etc., offrent peu d'intérêt.

§ XIV. *Combinaisons de l'antimoine.*

A. *Antimoine et oxygène.* Suivant M. Berzélius, il y a quatre combinaisons d'oxygène et d'antimoine; savoir, deux oxydes et deux acides.

Sous-oxyde d'antimoine.

On l'obtient en employant l'antimoine en poudre, comme conducteur du pôle vitré de la pile électrique; ou bien en exposant l'antimoine à l'action de l'air humide. — Il est brun-noirâtre, sans éclat, transformé par les acides en antimoine métallique et en protoxyde.

Protoxyde d'antimoine.

On le trouve en Bohême sous forme de cristaux blancs et brillants. — On l'obtient en calcinant le métal à l'air : à cet effet, on met une certaine quantité d'antimoine dans un creuset de terre, que l'on dispose dans un fourneau rond, de telle façon qu'il soit incliné de 40 à 45 degrés, et que son extrémité supérieure sorte du fourneau d'environ un pouce. On le recouvre d'un autre creuset plus large, et percé d'un trou à son fond, pour établir un courant d'air; l'appareil étant ainsi disposé, on porte peu à peu l'antimoine au rouge-cerise; à cette température, ce métal se convertit, par l'oxygène de l'air, en protoxyde qui se vaporise et vient se rendre, sous forme de fumée blanche, dans le creuset supérieur, où il se dépose en cristaux ou en poussière. — On peut encore préparer cet oxyde en traitant la *poudre d'Algaroth* ou oxy-chlorure d'antimoine (*voyez* proto-chlorure d'antimoine), par la solution de carbonate de potasse, qui s'empare du chlore, et met le protoxyde d'antimoine en liberté; il suffit alors de recueillir ce dernier, de le laver et de le sécher.

Propriétés. Le protoxyde d'antimoine, désigné autrefois sous le nom de *fleurs argentines d'antimoine*, est blanc, insoluble dans l'eau, facilement décomposable par l'hydrogène, le charbon, le soufre, etc.; exposé à une chaleur rouge-obscure, il entre en fusion et donne lieu à un liquide qui s'exhale entièrement en fumées blanches au contact de l'air, et se prend par le refroidissement en une masse cristalline blanche-jaunâtre. Il brûle au contact de l'air et se transforme en acide antimonieux. C'est le seul des composés d'oxygène et d'antimoine qui puisse s'unir aux acides. — Il est formé de 84,32 d'antimoine (2 atomes), et de 15,68 d'oxygène (3 atomes). $= Sb^2\,O^3$.

On a employé cet oxyde, en médecine, comme émétique; aujourd'hui on l'administre quelquefois comme succédané de l'émétique et du kermès, dans le traitement de la pneumonie au deuxième degré.

Acide antimonieux.

On prépare cet acide en traitant, à l'aide d'une douce chaleur, l'antimoine en poudre par 5 à 6 fois son poids d'acide azotique, puis évaporant à siccité et chauffant la matière jusqu'au rouge. L'acide azotique se décompose et transforme,

par une partie de son oxygène, le métal en acide antimonieux insoluble. En calcinant la masse au rouge, on a pour but de la priver de la petite quantité d'acide antimonique, qui aurait pu se former par l'action de l'acide azotique, et qui, à cette température, serait décomposé en oxygène et en acide antimonieux.

Propriétés. Cet acide est blanc, insipide, infusible et fixe, sans action sur l'air et l'oxygène, insoluble dans l'eau et les acides, excepté dans l'acide chlorhydrique, d'où l'eau le précipite en flocons blancs; il rougit la teinture de tournesol lorsqu'il est à l'état d'hydrate; une haute température ne le décompose pas. — Il est formé de 80,13 de métal (1 atome), et de 19,87 d'oxygène (2 atomes). $= Sb\ O^2$. — Il se combine avec les bases et forme des sels appelés *antimonites*.

Acide antimonique.

On l'obtient en calcinant au rouge, dans un creuset d'argent, un mélange de quatre parties d'azotate de potasse, et d'une partie d'antimoine en poudre; ce dernier métal est transformé en acide antimonique aux dépens de l'oxygène de l'acide azotique. En lessivant la masse, on dissout l'antimoniate de potasse, dont on isole l'acide à l'état d'hydrate insoluble, en versant de l'acide azotique dans la liqueur. — Cet acide hydraté ne peut pas être desséché sans perdre une partie de son oxygène (Berzélius); or, pour l'avoir anhydre, il faut dissoudre l'antimoine dans l'eau régale, évaporer à siccité, ajouter de l'acide azotique au résidu, et calciner le mélange à une température inférieure à la chaleur rouge.

Propriétés. Cet acide est blanc à l'état d'hydrate, rougissant alors la teinture de tournesol; il est jaune lorsqu'il est sec, insoluble dans l'eau et les acides, à l'exception de l'acide chlorhydrique; l'eau le précipite en flocons blancs de sa dissolution dans ce dernier acide; exposé à une température rouge, il se décompose en oxygène et en acide antimonieux. — Il est formé de 76, 34 d'antimoine (2 atomes), et de 23, 66 d'oxygène (5 atomes) $= Sb^2\ O^5$. — Il s'unit facilement aux bases salifiables, et forme alors des sels connus sous le nom d'*antimoniates*.

Lorsqu'on calcine pendant une heure un mélange d'une partie d'antimoine en poudre et d'une partie et demie d'azotate de potasse, on obtient une masse de sous-antimoniate de potasse, que l'on désigne sous le nom d'*antimoine diaphorétique non lavé*. En traitant cette masse par l'eau bouillante, on la transforme en sur-antimoniate de potasse blanc, insoluble, connu dans les officines sous le nom d'*antimoine diaphorétique lavé*. Les eaux de lavage retiennent un peu de sous-antimoniate; si on les sature par un acide, il s'en précipite de l'acide antimonique hydraté; c'est à ce précipité que l'on a donné autrefois le nom de *matière perlée de Kerkringius*.

B. *Antimoine et phosphore*. Ces deux corps peuvent s'unir à l'aide de la chaleur, et donner naissance à un PHOSPHURE D'ANTIMOINE blanc, brillant, fragile et très-fusible.

C. *Antimoine et soufre*. Ces deux corps se combinent en plusieurs proportions, et forment différents composés pleins d'intérêt.

PROTO-SULFURE D'ANTIMOINE. Il est très-répandu dans la nature; on le trouve en grande quantité en France, dans les départements de l'Ardèche, de la Lozère, de la Haute-Loire, du Cantal, du Gard, etc. — On peut le préparer en chauffant un mélange de parties égales d'antimoine et de soufre dans un creuset; mais il est bien rare qu'on le prépare de cette manière; on se contente ordinairement de séparer, par la fusion, le sulfure naturel de sa gangue (*voyez* ANTIMOINE, page 104).

Propriétés. Il est solide, gris-bleuâtre, brillant, plus fusible que l'antimoine; il cristallise par la fusion et le refroidissement, en longues aiguilles irrégulières ou rhomboïdales, avec des sommets à quatre pans; il est inaltérable à l'air sec ou humide à la température ordinaire; mais sous l'influence d'une légère chaleur, il absorbe l'oxygène, et donne lieu à du gaz acide sulfureux et à de l'oxyde d'antimoine. — Il est formé de 72,77 de métal (2 atomes), et de 27,23 de soufre (3 atomes) $= Sb^2\ S^3$.

DEUTO-SULFURE D'ANTIMOINE. On l'obtient en dissolvant l'antimonite de potasse dans l'acide chlorhydrique, et faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique à travers la dissolution; il se précipite à l'état d'hydrate, sous forme de flocons rouge-orangés. Il est formé d'un atome de métal et de 2 atomes de soufre $= Sb\ S^2$.

PER-SULFURE D'ANTIMOINE. On le prépare en décomposant l'acide antimonique par l'acide sulfhydrique; il est jaune-orangé. Chauffé, il abandonne une partie

de son soufre et passe à l'état de proto-sulfure ; le deuto-sulfure se comporte de la même manière. — Le per-sulfure est composé de deux atomes de métal et de cinq atomes de soufre $= Sb^2 S^5$.

On voit que ces trois sulfures correspondent exactement au protoxyde d'antimoine, et aux acides antimonieux et antimonique.

Oxy-sulfure d'antimoine. Quand on grille le proto-sulfure d'antimoine pulvérisé, jusqu'à ce qu'il ait perdu son éclat métallique, il se trouve en partie transformé, par l'oxygène de l'air, en acide sulfureux qui se dégage, et en protoxyde d'antimoine, qui reste mêlé ou combiné à la portion de sulfure qui est restée intacte. Si alors on fond la matière et qu'on la coule, il en résulte une masse qui prend différents noms, suivant la quantité relative de ses composants.

1° *Crocus metallorum*, *oxyde d'antimoine sulfuré demi-vitreux*, *safran d'antimoine*. On donne ces noms à un oxy-sulfure qui, d'après Thomson, contiendrait la cinquième partie de son poids de sulfure. Il est opaque, d'une couleur rouge-marron foncé, très-friable, à cassure vitreuse ; il contient de la silice qui a été enlevée au creuset.

2° *Verre d'antimoine*, *oxyde d'antimoine sulfuré vitreux*. Si le grillage est plus prolongé, la quantité de sulfure diminue, et celle de l'oxyde augmente ; si après avoir suffisamment prolongé le grillage, on fait fondre la masse, et qu'on la maintienne long-temps en fusion dans un creuset de terre, l'oxy-sulfure s'empare d'une partie de la silice et de l'oxyde de fer du creuset, et peut alors être coulé en plaques minces qui, par le refroidissement, forment une sorte de verre jaune-hyacinthe. C'est à ce composé que l'on a donné le nom de verre d'antimoine. — Il est employé pour faire le tartre stibié et le vin antimonié ; il est fortement émétique.

3° *Foie d'antimoine*. C'est encore un oxy-sulfure qui, d'après Thomson, contiendrait le tiers de son poids de sulfure d'antimoine. — On donne encore le nom de foie d'antimoine à un composé brun-marron que l'on obtient en chauffant jusqu'au rouge, parties égales d'azotate de potasse et de sulfure d'antimoine pulvérisé ; c'est un mélange de sulfate de potasse, de sulfure de potassium et d'oxyde d'antimoine. On s'en servait autrefois en médecine comme vomitif, purgatif et fondant.

Kermès minéral.

La découverte du kermès paraît due à Glauber ; ce fut un chartreux, nommé Simon, qui, dit-on, en préconisa le premier les vertus médicinales ; de là le nom de *poudre des chartreux*, sous lequel ce composé fut connu pendant long-temps. En 1720, le gouvernement français acheta le secret de la préparation du kermès d'un chirurgien français nommé La Ligerie ; depuis cette époque, les procédés à l'aide desquels on a préparé ce médicament ont singulièrement varié.

Les chimistes ne sont pas bien d'accord sur la nature du kermès. Pendant fort long-temps on l'a considéré comme un *sous-sulfhydrate de protoxyde d'antimoine*. M. Berzélius le regarde comme un *proto-sulfure d'antimoine hydraté*. Enfin beaucoup de chimistes, parmi lesquels on peut citer MM. Henry fils, Gay-Lussac, Liébig et Orfila, pensent que le kermès est un véritable *oxy-sulfure d'antimoine hydraté*. Il est très-probable que le kermès n'est pas toujours identique dans sa composition, et que la nature et la quantité relative de ses éléments varient suivant la manière dont il a été préparé.

Préparation. Les pharmaciens préparent ordinairement le kermès *par la voie humide*, en faisant bouillir, pendant une demi-heure, dans une chaudière de fonte, une partie de proto-sulfure d'antimoine pulvérisé, 22 parties de carbonate de soude cristallisé et 250 parties d'eau de rivière ; lorsque l'ébullition a été suffisamment prolongée, on filtre la liqueur à travers des papiers gris étendus sur des toiles, et on la reçoit dans des terrines chaudes, que l'on couvre ensuite, et que l'on abandonne à un refroidissement lent. Au bout de 24 heures, le kermès est déposé ; on le met alors sur un filtre, on le lave avec de l'eau bouillie et refroidie à l'abri du contact de l'air, puis on le dessèche dans des étuves chauffées à + 25°, et on le conserve dans des vases fermés. Le kermès ainsi préparé est très-beau, léger, velouté, d'un rouge pourpre foncé, brillant au soleil et d'apparence cristalline. — Que se passe-t-il dans cette opération ? — Dans l'ancienne théorie, d'après laquelle le kermès est considéré comme un sous-sulfhydrate de protoxyde d'antimoine, on admet que l'eau est décomposée : son oxygène s'unit à l'antimoine du proto-sulfure, et forme du protoxyde d'antimoine ; son hydrogène se

combine au soufre, et donne naissance à de l'acide sulfhydrique. Une partie de celui-ci se porte sur le protoxyde d'antimoine, s'y unit, et forme le sous-sulfhydrate d'antimoine (kermès); une autre partie de l'acide sulfhydrique s'empare d'une certaine quantité de la soude du carbonate, et donne naissance, par double décomposition, à de l'eau et à du sulfure de sodium; enfin, le carbonate de soude, privé d'une partie de son alcali, passe à l'état de sesqui-carbonate. Voilà tous les nouveaux composés formés. Maintenant on admet que le kermès a la propriété de se dissoudre à chaud, dans la solution de sulfure de sodium, et de s'en précipiter en grande partie par le refroidissement; c'est pourquoi le liquide passe clair lorsqu'on le filtre à chaud, et que le kermès se dépose au fur et à mesure que cette liqueur se refroidit. — Quant aux eaux-mères, elles retiennent le sesqui-carbonate de soude et le sulfure de sodium tenant lui-même une petite quantité de kermès en solution. Si on sature ces eaux-mères par un acide, il se forme un nouveau précipité jaune-orangé, que l'on connaît sous le nom de *soufre doré*. Voici comment on explique la formation de ce nouveau composé : par le contact de l'air, le sulfure de sodium passe promptement à l'état de poly-sulfure; par conséquent, lorsqu'on le traite par un acide, il doit, comme tous les poly-sulfures, donner lieu à un dégagement d'acide sulfhydrique et à une précipitation de soufre; en même temps, la portion de kermès qui existait encore dans la liqueur, se trouvant privée de son dissolvant, doit nécessairement se précipiter; mais le kermès, étant très-divisé au moment de sa précipitation, entre en combinaison avec l'acide sulfhydrique et le soufre qui proviennent de la décomposition du poly-sulfure de sodium, et forme le soufre doré qui, d'après cette théorie, serait un *sulfhydrate sulfuré d'antimoine*.

Suivant M. Henri fils, le kermès, préparé par le procédé qui vient d'être décrit, est composé de : proto-sulfure d'antimoine 62, 5; protoxyde d'antimoine 27, 4; eau 10; soude, des traces : c'est donc un oxy-sulfure d'antimoine hydraté. — Quant à la liqueur refroidie, l'analyse a démontré qu'elle contenait du sesqui-carbonate de soude, du carbonate de soude uni à du protoxyde d'antimoine, et du sulfure de sodium tenant en dissolution un peu de proto-sulfure d'antimoine. — Pour expliquer la formation de tous ces produits, il faut admettre les réactions suivantes : 1° Le proto-sulfure d'antimoine se partage en deux parties; 2° le carbonate de soude se partage également en deux; 3° la première partie de proto-sulfure réagit sur une portion de la soude de la première partie du carbonate, et donne lieu, par double décomposition, à la formation de sulfure de sodium et de protoxyde d'antimoine; 4° la portion du carbonate qui se trouve ainsi privée d'une partie de son alcali passe à l'état de sesqui-carbonate; 5° la seconde moitié de proto-sulfure d'antimoine se dissout *à chaud* à la faveur du sulfure de sodium; 6° le protoxyde d'antimoine se dissout également à chaud, à l'aide de la seconde moitié de carbonate de soude; 7° enfin, par le refroidissement, la plus grande partie du protoxyde et du proto-sulfure d'antimoine se précipite à l'état d'hydrate, en entraînant quelques traces de soude libre, et forme le *kermès*.

Un second procédé, qui fournit une plus grande quantité de kermès que le précédent, consiste à faire bouillir, pendant un quart-d'heure environ, 2 parties de sulfure d'antimoine pulvérisé, 1 partie de potasse caustique et 24 parties d'eau, puis à filtrer la liqueur bouillante et à la laisser refroidir. — D'après les recherches de M. Berzélius, dans cette opération, le proto-sulfure d'antimoine se partage en trois parties : 1° La première, par sa réaction sur une quantité proportionnelle de potasse, produit du protoxyde d'antimoine et du sulfure de potassium; 2° la seconde se dissout à chaud, à la faveur du sulfure de potassium nouvellement produit; 3° la troisième se combine avec une partie du protoxyde d'antimoine, et forme un composé insoluble qui reste sur le filtre; 4° enfin une petite partie de protoxyde d'antimoine s'unit à de la potasse, et donne naissance à un composé presque insoluble, que l'on désigne sous le nom d'hypo-antimonite de potasse. Le résidu de l'opération est donc formé de cet hypo-antimonite, ainsi que du composé insoluble de protoxyde et de sulfure d'antimoine; quant à la liqueur filtrée bouillante, elle contient 1° du sulfure de potassium tenant en solution du proto-sulfure d'antimoine; 2° une petite quantité d'hypo-antimonite de potasse. Par le refroidissement, une grande partie du proto-sulfure d'antimoine se précipite à l'état d'hydrate, en n'entraînant que fort peu de protoxyde d'antimoine, et forme le kermès, qui, d'après cette théorie, serait

un véritable *proto-sulfure d'antimoine hydraté*. Les eaux-mères contiennent ici; comme dans le cas précédent, les éléments du *soufre doré*, dont on peut provoquer la formation et la précipitation, à l'aide de quelques gouttes d'acide sulfurique.

On prépare souvent le kermès *par la voie sèche* en broyant ensemble 2 parties de sulfure d'antimoine et 1 partie de potasse du commerce, faisant fondre le mélange dans un creuset à une chaleur rouge, puis traitant la masse par l'eau bouillante, qui dissout le kermès, et le laisse précipiter en grande quantité par le refroidissement.

Enfin, un procédé qui est dû à M. Liébig, et qui tient le milieu entre la voie sèche et la voie humide, permet d'obtenir une grande quantité de kermès très-beau. Ce procédé consiste 1° à faire fondre, à une chaleur rouge, 4 parties de sulfure d'antimoine pulvérisé avec 1 partie de carbonate de soude en poudre, en évitant d'employer des instruments en fer pour remuer; 2° à verser la masse fondue sur une brique, et à la réduire en poudre lorsqu'elle est froide; 3° à faire bouillir, pendant une heure, une partie de cette poudre avec 2 parties de carbonate de soude cristallisé, dissous dans 16 parties d'eau; 4° à filtrer la liqueur, qui laisse déposer le kermès par le refroidissement. En faisant bouillir de nouveau les eaux-mères avec les résidus, on obtient une nouvelle quantité de kermès; on peut répéter plusieurs fois ces opérations; et tant qu'il reste du crocus en poudre jaune, à chaque refroidissement on obtient du kermès.

Propriétés. Le kermès est solide, rouge-brun, léger, velouté. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se décompose en eau, acide sulfureux gazeux et oxyde d'antimoine sulfuré. Exposé à l'air, il se décolore et se décompose; il est insoluble dans l'eau, soluble, à chaud surtout, dans quelques poly-sulfures, tels que ceux de potassium et de sodium; il se dissout aussi dans six ou sept fois son poids de solution bouillante de potasse caustique. On se sert de cette dernière propriété pour reconnaître le kermès pur de celui qui est sophistiqué avec des matières étrangères, telles que de la brique pilée, de l'oxyde rouge de fer, etc.; en effet, ces matières n'étant pas solubles dans la potasse, il est toujours facile de reconnaître la fraude.

Usage médical. Donné à la dose de quelques grains, le kermès agit comme émétique; à plus petites doses, il agit comme stimulant, et paraît porter spécialement son influence sur les poumons et la surface cutanée: on l'administre souvent, à titre d'expectorant, dans la dernière période des pneumonies aiguës, les catarrhes chroniques, l'asthme humide; il favorise en effet l'expectoration et la résolution des engorgements pulmonaires. On l'emploie aussi comme sudorifique dans le traitement de la gale, des dartres, des rhumatismes chroniques, de la goutte, des sciatiques anciennes. Enfin, les partisans de la méthode de Rasori le donnent, comme contre-stimulant, dans les mêmes cas et de la même manière que l'émétique (*voyez* ÉMÉTIQUE).

Le soufre doré exerce sur l'économie la même action que le kermès; en Angleterre et dans beaucoup d'autres pays, on l'administre même de préférence à ce dernier médicament.

D. *Antimoine et chlore*. Ces deux corps se combinent en deux proportions et forment un proto-chlorure et un perchlorure. — L'antimoine et le chlore ont l'un pour l'autre une très-grande affinité; quand on projette de l'antimoine en poudre dans un flacon rempli de gaz chlore, l'union est si vive et si prompte, qu'il se forme une espèce de pluie de feu, au fur et à mesure que la poudre métallique traverse le gaz.

PROTO-CHLORURE D'ANTIMOINE.

Ce composé, encore nommé *beurre d'antimoine*, peut se préparer au moyen de plusieurs procédés. — 1° En chauffant dans une petite cornue de verre, munie d'une allonge et d'un ballon tubulé sec, un mélange de trois parties de bi-chlorure de mercure (sublimé corrosif) et d'une partie d'antimoine, il se forme du proto-chlorure d'antimoine, qui se volatilise et vient se condenser dans le récipient; on le purifie par une nouvelle distillation. — 2° Le second procédé consiste à dissoudre l'antimoine en poudre dans de l'eau régale, faite en mélangeant une partie d'acide azotique à 32° degrés et 4 parties d'acide chlorhydrique à 22°, à évaporer en vaisseaux clos pour chasser l'excès d'acide, puis à continuer l'action de la chaleur, en changeant de récipient pour recueillir le proto-chlorure (Robiquet). — 3° Un troisième procédé, beaucoup plus économique, consiste à traiter le sulfure d'antimoine par l'acide chlor-

hydrique ; il y a dégagement d'acide sulfhydrique et formation de proto-chlorure d'antimoine, que l'on peut recueillir parfaitement pur, en évaporant la dissolution dans une cornue jusqu'à ce qu'elle ne distille plus d'eau, puis en augmentant la chaleur pour volatiliser le chlorure qui, de même que dans le cas précédent, doit être reçu dans un ballon de rechange bien sec.

Propriétés. Le proto-chlorure d'antimoine est blanc, demi-transparent, solide à la température ordinaire, fusible au-dessous de 100 degrés, cristallisable en tétraèdres par le refroidissement, soluble dans l'acide chlorhydrique ; exposé à une chaleur bien au-dessous du rouge, il se volatilise sans décomposition ; abandonné au contact de l'air, il en attire l'humidité et se résout en un liquide épais très-caustique ; ce liquide, traité par une suffisante quantité d'eau, se décompose, et laisse précipiter une poudre blanche que l'on employait autrefois en médecine, comme émétique, sous le nom de *poudre d'algaroth*. Dans cette action de l'eau sur le proto-chlorure, il y a décomposition d'une partie de ce liquide et du chlorure, formation de protoxyde d'antimoine qui s'unit au chlorure non décomposé et se précipite, et d'acide chlorhydrique qui retient en dissolution une petite quantité de proto-chlorure indécomposable par l'addition de l'eau. Par conséquent, la poudre d'algaroth est un *oxy-chlorure d'antimoine*. — Le proto-chlorure d'antimoine est formé de 54,85 d'antimoine (1 atome) et de 45,15 de chlore (3 atomes). = $Sb\ Ch^3$.

Usages. Le proto-cholure d'antimoine est un caustique énergique, qui agit avec promptitude, et produit des eschares sèches et bien limitées ; on l'emploie surtout pour cautériser les plaies étroites et sinueuses, telles que celles qui résultent de la morsure des animaux enragés.

Perchlorure d'antimoine. On le prépare en faisant passer un courant de chlore sec dans un tube de verre, à travers des fragments d'antimoine convenablement chauffés, et en recueillant les produits dans un ballon entouré de glace ; il se forme une couche solide de proto-chlorure qui est recouverte d'une couche liquide de perchlorure d'antimoine. — Ce dernier est jaunâtre, volatil, d'une odeur piquante et désagréable ; il répand d'abondantes vapeurs blanches au contact de l'air ; lorsqu'on le verse dans l'eau, il fait entendre un petit sifflement, et se trouve décomposé en acide chlorhydrique qui reste en solution dans l'eau, et en acide antimonique qui se précipite en flocons blancs. — Il est composé de 42,15 d'antimoine (1 at.) et de 57,85 de chlore (5 at.). = $Sb\ Ch^5$.

E. *Antimoine et brôme.* Le brôme s'unit à l'antimoine avec dégagement de calorique et de lumière, et donne naissance à un BRÔMURE D'ANTIMOINE qui ressemble beaucoup au proto-chlorure. Sa formule est $Sb\ Br^3$.

F. *Antimoine et iode.* Ces deux corps peuvent se combiner à l'aide de la chaleur, et produire un IODURE D'ANTIMOINE solide, rouge-foncé en masse, rouge-vermillon en poudre, décomposable par l'eau en acide iodhydrique et en protoxyde d'antimoine.

G. *Alliages d'antimoine.* En unissant par la fusion 20 parties d'antimoine à 80 parties de *plomb*, on obtient un alliage malléable, plus dur que le plomb, fusible au-dessous de la chaleur rouge-cerise ; c'est avec ce composé que l'on fait les caractères d'imprimerie.

L'alliage formé par l'union d'une partie d'antimoine et de 9 parties d'*étain*, est blanc, cassant, plus dur que l'étain, et sert à faire les planches à graver la musique.

L'alliage d'antimoine et de *fer*, formé de deux parties du premier et une partie du second, est blanc, dur, cassant, plus fusible que la fonte, peu altérable à l'air humide, et désigné sous le nom de *régule martial*.

OXY-SELS DE PROTOXYDE D'ANTIMOINE.

Caractères distinctifs. Ces sels sont blancs ou légèrement jaunâtres : l'eau les décompose, pour la plupart, en sur-sel soluble, et en sous-sel qui se précipite. La solution de ces sels est précipitée, 1° en blanc par les alcalis (protoxyde d'antimoine hydraté). — 2° en blanc par le cyanure jaune de potassium et de fer. — 3° en jaune-orangé (proto-sulfure d'antimoine hydraté) par l'acide sulfhydrique et les sulfhydrates. — 4° en blanc-jaunâtre par l'infusion de noix de galle : ce précipité est formé de protoxyde uni à une matière végétale. — 5° enfin, en plongeant une lame de fer ou de zinc dans la solution rendue acide, l'antimoine est précipité à l'état métallique, sous forme d'une poudre noire qui s'attache en partie à la lame de métal.

Les sels formés par le protoxyde d'an-

timoine et les acides minéraux ont été peu étudiés, et offrent en effet peu d'intérêt. Il n'en est pas de même d'un sel double (émétique) qu'il forme avec un acide végétal ; nous étudierons ce sel quand nous parlerons des *tartrates*.

OXY-SELS *formés par l'union des acides antimonieux et antimonique avec les bases.*

GENRES ANTIMONITE ET ANTIMONIATE.

Ces sels ont été peu examinés; aucun d'eux ne se trouve dans la nature, ceux des quatre premières sections sont indécomposables par le feu. Le charbon les décompose tous à une haute température; l'antimoine est toujours réduit, et l'oxyde l'est presque toujours aussi, quand il appartient aux quatre dernières sections. L'eau dissout les antimonites et antimoniates de potasse et de soude ; les autres sont très-peu solubles ou tout-à-fait insolubles. Ces sels sont décomposés par les acides sulfurique, azotique, etc., qui mettent en liberté les acides antimonieux et antimonique.

La quantité d'oxygène de l'acide est à celle de l'oxyde :: 5 : 1 dans les antimoniates, et :: 4 : 1 dans les antimonites.

§ XV. *Combinaisons du bismuth.*

A. *Bismuth et oxygène.* Ces deux corps se combinent en deux proportions.

PROTOXYDE DE BISMUTH.

Cet oxyde peut se former par la calcination du métal à l'air libre, ou bien en traitant le bismuth par l'acide azotique, évaporant la dissolution jusqu'à siccité, et traitant la masse par l'eau qui transforme le sel en sous-azotate insoluble ; on fait chauffer ce dernier avec une solution de potasse qui isole l'oxyde de bismuth à l'état d'hydrate blanc, qui devient jaune par la dessication.

Propriétés. Le protoxyde de bismuth est jaune, inodore, insipide, insoluble dans l'eau et les alcalis, fusible à une température rouge-cerise, sans action sur l'air et sur l'oxygène, facilement réductible par l'hydrogène et le charbon. — Il est composé de 89,87 de bismuth (2 at.) et de 10,13 d'oxygène (3 at.) = $Bi^2 O^3$ (Thomson).

PEROXYDE DE BISMUTH.

Il a été découvert par MM. Bucholz et Brandes. On le prépare en faisant bouillir le protoxyde de bismuth avec une solution de chlorure de potasse ou de soude : l'oxyde prend une belle couleur jaune d'ocre, puis une couleur brune. Alors on le lave, et on le traite à froid par un peu d'acide azotique étendu de 9 fois son poids d'eau, afin de dissoudre la petite quantité de protoxyde qui n'a pas été suroxydé. — Le peroxyde de bismuth est solide, brun foncé, décomposable à + 360° en oxygène et en protoxyde, facilement réductible par l'hydrogène et le charbon. Il ne peut se combiner aux acides qu'en perdant une partie de son oxygène et passant à l'état de protoxyde.

B. *Bismuth et phosphore.* On peut obtenir un PHOSPHURE DE BISMUTH en faisant passer un courant de gaz hydrogène phosphoré dans la solution d'un sel de bismuth. Une température peu élevée décompose ce phosphure.

C. *Bismuth et soufre.* Ces deux corps se combinent avec facilité à l'aide de la chaleur. Le SULFURE DE BISMUTH est gris-bleuâtre, brillant, moins fusible que le bismuth, cristallisable en longues aiguilles tétraèdres fasciculées, décomposable à une douce chaleur par l'oxygène de l'air, qui le transforme en gaz acide sulfureux et en sous-sulfate, qui se transforme lui-même en oxyde à une température plus élevée. — Il est formé de 81,51 de métal (2 at.) et de 18,49 de soufre (3 at.) = $Bi^2 S^3$. — Le sulfure de bismuth existe dans la nature. Il ne forme jamais de gîtes à lui seul, et ne se trouve que dans les filons et amas d'autres métaux, particulièrement dans ceux d'argent.

D. *Bismuth et chlore.* Le CHORURE DE BISMUTH anhydre se prépare, soit en faisant passer un courant de chlore sec sur du bismuth convenablement chauffé dans un tube de porcelaine, et recevant le produit volatil dans un récipient, soit en distillant dans une petite cornue un mélange d'une partie de bismuth en poudre et de 3 parties de bi-chlorure de mercure. — Le chlorure hydraté s'obtient en dissolvant le métal dans l'eau régale. Ce composé, que l'on désignait autrefois sous le nom de *beurre de bismuth*, est solide, blanc, inodore, d'une saveur acide et caustique, fusible à une douce chaleur, volatil bien au-dessous de la chaleur rouge. Il attire l'humidité de l'air ; l'eau le décompose comme le proto-chlorure d'antimoine, et donne lieu à la formation d'un oxy-chlorure insoluble ; cependant ce composé peut se dissoudre

dans un grand excès d'acide chlorhydrique.

E. *Bismuth et iode.* Ces deux corps peuvent se combiner directement à l'aide d'une douce chaleur. — L'IODURE DE BISMUTH est solide, brun-marron, insoluble dans l'eau. Il a été peu étudié.

OXY-SELS DE BISMUTH.

Caractères distinctifs. Le protoxyde de bismuth peut seul s'unir aux acides. Les sels de bismuth sont incolores, doués d'une saveur métallique, solubles dans l'eau. Leur solution, traitée par une grande quantité d'eau, est décomposée en sel acide qui reste dissous, et en sous-sel qui se précipite en flocons blancs; cette solution est encore précipitée: 1° en blanc par la potasse, la soude et l'ammoniaque (protoxyde de bismuth hydraté); 2° en blanc par le cyanure jaune de potassium et de fer; 3° en blanc par les carbonates alcalins; 4° en noir (sulfure de bismuth) par l'acide sulfhydrique et les sulfhydrates; 5° en brun-marron (iodure hydraté) par l'iodure de potassium; 6° en jaune-orangé par l'infusion de noix de galle; 7° enfin des lames de fer, de zinc, d'étain, etc., plongées dans cette solution, ramènent le bismuth à l'état métallique.

CARBONATE DE BISMUTH. On le prépare par double décomposition d'un sel de bismuth et d'un carbonate alcalin; il est blanc, pulvérulent, insoluble.

PHOSPHATE DE BISMUTH. On l'obtient en combinant le protoxyde de bismuth hydraté avec l'acide phosphorique; il est soluble et cristallisable à l'état de sur-sel, insoluble et pulvérulent à l'état de sous-sel.

SULFATE DE BISMUTH. Ce sel peut se préparer en faisant agir, à l'aide d'une douce chaleur, l'acide sulfurique sur le métal: il y a décomposition d'une partie de l'acide, dégagement d'acide sulfureux, et formation d'oxyde de bismuth qui s'unit à l'acide non décomposé. Ainsi obtenu, le sulfate de bismuth se présente sous forme d'une masse blanche, que l'eau transforme en sous-sel insoluble, et en sel acide soluble et cristallisable.

AZOTATE DE BISMUTH. On prépare facilement ce sel en traitant le bismuth par l'acide azotique affaibli: la réaction est très-vive, et a lieu avec dégagement de bi-oxyde d'azote; en évaporant la dissolution, l'azotate cristallise sous forme de prismes tétraèdres, transparents, gros et courts. — Ce sel est toujours acide; il rougit la teinture de tournesol; exposé à l'air, il en attire un peu l'humidité; l'eau ne peut le dissoudre qu'en le décomposant en sur-sel et en sous-sel; chauffé jusqu'au rouge, il est décomposé et fournit du protoxyde anhydre; projeté sur des charbons ardents, il fuse avec une vive scintillation accompagnée d'étincelles rougeâtres.

Le sous-azotate de bismuth, bien lavé, constitue le *magistère de bismuth*, encore nommé *blanc de fard* à cause de l'usage que l'on en fait pour farder la figure; employé à cet usage, il a l'inconvénient de noircir sous l'influence des émanations sulfureuses.

L'azotate acide de bismuth peut servir à faire une encre de sympathie: en effet, lorsqu'on a tracé des caractères sur du papier avec une dissolution de ce sel, ces caractères deviennent invisibles lorsqu'ils sont secs, et noircissent tout-à-coup lorsqu'on les met en contact avec du gaz acide sulfhydrique ou avec de l'eau chargée d'un sulfure. Tous les jours les diseurs de bonne-aventure emploient ce moyen pour ceux qui ont recours à leur science: ils font choisir aux personnes qui se soumettent à leurs expériences, un papier préparé avec l'azotate de bismuth, et plongent ensuite ce papier dans un flacon qui contient une petite quantité de sulfhydrate sulfuré d'ammoniaque: la vapeur de ce sel, se trouvant en contact avec les caractères tracés sur le papier, transforme l'azotate en sulfure noir qui devient visible sur le champ.

Le sous-azotate de bismuth est employé à l'intérieur comme astringent, pour combattre certaines diarrhées, ou pour arrêter certains vomissements chroniques.

§ XVI. *Combinaisons du plomb.*

A. *Plomb et oxygène.* Ces deux corps se combinent en trois proportions et forment un sous-oxyde, un protoxyde et un bi-oxyde; ces deux derniers, en s'unissant ensemble, forment le minium qui a été regardé pendant long-temps comme un deutoxyde de plomb.

SOUS-OXYDE DE PLOMB.

Cet oxyde, indiqué d'abord par M. Dulong, a été décrit en 1833 par M. Boussingault. On le prépare en calcinant l'oxalate de plomb au rouge naissant, et

laissant ensuite refroidir la cornue à l'abri du contact de l'air. — Il est solide, gris-foncé, inaltérable à l'air à la température ordinaire, transformé en protoxyde à l'aide d'une douce chaleur. Il est formé de 96,29 de plomb (2 at.) et de 3,71 d'oxygène (1 at.) = $Pb^2 O$.

Protoxyde de plomb.

Il n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec les acides. On le prépare en calcinant le plomb au contact de l'air ; il se forme, à la surface du métal fondu, des pellicules grisâtres, qui finissent par se transformer en une poussière jaunâtre : sous cet état, le protoxyde de plomb est désigné sous le nom de *massicot* — Dans les laboratoires, on prépare cet oxyde en dissolvant le plomb dans l'acide azotique, et calcinant le proto-azotate de plomb dans un creuset de platine. — Si on veut l'avoir à l'état d'hydrate, on peut l'isoler de l'azotate de plomb, en dissolvant celui-ci dans dix fois son poids d'eau, et traitant cette solution par de l'ammoniaque en excès ; il se précipite alors en flocons blancs hydratés, qui deviennent jaunes par la dessication.

Propriétés. Le protoxyde de plomb est solide, jaune, fusible au-dessous du rouge-brun, cristallisable par un refroidissement lent, en lames brillantes, jaunes, ou jaunes-rougeâtres ; sous cet état, il est désigné sous le nom de *litharge*. Toute la litharge que l'on trouve dans le commerce provient de l'extraction de l'argent des plombs argentifères. — Le protoxyde est sans action sur l'oxygène à la température ordinaire ; il l'absorbe à une température peu élevée, et passe à l'état de *minium*. A froid, il absorbe peu à peu l'acide carbonique de l'air, et le laisse dégager par une légère calcination. L'eau le dissout, mais en quantité à peine sensible. L'hydrogène et le carbone le réduisent facilement et ramènent le plomb à l'état métallique. — La potasse et la soude caustiques le dissolvent avec facilité, et forment avec lui des composés que l'on peut obtenir cristallisés en écailles blanches (Berthollet), ou en dodécaèdres réguliers, blancs et demi-transparents (Labillardière). — Le protoxyde de plomb se combine, à l'aide de la chaleur, avec la silice et l'alumine, et forme alors des composés très-fusibles : c'est là ce qui empêche de le faire fondre dans des creusets de terre, qui seraient bien vite attaqués et troués par cet oxyde. — Il est composé de 92,83 de plomb (1 at.) et de 7,17 d'oxygène (1 at.) = $Pb O$.

La litharge sert à préparer certains sels de plomb, l'emplâtre diapalme, l'onguent de la mère, etc.

Bi-oxyde de plomb.

Cet oxyde (*oxyde puce*) se prépare en chauffant le minium, avec six fois son poids d'acide azotique étendu d'une égale quantité d'eau distillée. Le minium, qui est formé par l'union de deux atomes de protoxyde de plomb et un atome de bi-oxyde, cède le premier à l'acide azotique ; de cette façon, le bi-oxyde devient libre. Lorsque la décomposition est achevée, on remplit le matras d'eau chaude, qui dissout l'azotate de protoxyde de plomb et laisse le bi-oxyde intact ; on décante et on lave le bi-oxyde jusqu'à ce qu'il soit entièrement insipide ; puis on le dessèche à une douce chaleur, et on le conserve dans des flacons bouchés.

Propriétés. Le bi-oxyde de plomb est solide, pulvérulent, insipide, d'une couleur puce. Exposé à une chaleur rouge-obscure, il abandonne une partie de son oxygène, et passe à l'état de minium ; à une chaleur rouge-cerise, il en laisse dégager une nouvelle quantité, et se trouve entièrement ramené à l'état de protoxyde fixe et indécomposable au feu. — Lorsqu'on le triture avec du soufre dans un mortier, il s'enflamme et donne naissance à du gaz acide sulfureux et à du sulfure de plomb. — L'acide chlorhydrique le décompose, en donnant naissance à de l'eau, du chlore et du chlorure de plomb. — Le gaz acide sulfureux le décompose avec dégagement de lumière (Vogel), s'empare d'une partie de son oxygène en le ramenant à l'état de protoxyde, et se transformant lui-même en acide sulfurique qui s'unit au protoxyde. — Il est formé de 86,62 de plomb (1 at.) et de 13,38 d'oxygène (2 at.) = $Pb O^2$.

Minium.

Ce composé, regardé pendant longtemps comme un oxyde particulier, se prépare dans le commerce en calcinant le plomb dans un four à réverbère, jusqu'à ce qu'il soit transformé en protoxyde ; on évite soigneusement d'élever la température jusqu'au point de fusion de cet oxyde. On triture celui-ci entre deux meules, et on l'agite dans des tonneaux

avec une certaine quantité d'eau, afin d'en séparer les portions de plomb qui n'ont pas été oxydées : l'oxyde ainsi purifié prend le nom de *massicot*. On place ensuite celui-ci dans des cuvettes en tole de fer, peu profondes, que l'on expose dans le four qui a servi à préparer le massicot, et dont on élève la température jusqu'au rouge-brun. Le protoxyde absorbe alors l'oxygène de l'air, et passe à l'état de minium. Au bout de deux jours l'opération est ordinairement terminée ; il ne reste plus alors qu'à passer le minium au tamis.

Propriétés. Ce composé, que l'on nomme encore *oxyde rouge de plomb*, *mine orange*, est formé, d'après M. Dumas, de deux atomes de protoxyde de plomb et d'un atome de bi-oxyde = $Pb\ O^2 + 2\ Pb\ O$. Celui de commerce renferme toujours plus ou moins de protoxyde à l'état de liberté, dont on peut le priver en le faisant digérer dans de l'acide acétique affaibli. Quelquefois il contient en outre un peu d'oxyde de cuivre, provenant de ce que le plomb contenait lui-même un peu de cuivre à l'état métallique ; l'acide acétique faible enlève aussi cet oxyde, qui communique au minium des propriétés nuisibles, car il lui donne la propriété de colorer le verre, et le rend par conséquent impropre à la fabrication du cristal.

Le minium est d'une belle couleur rouge ; la chaleur le décompose en oxygène et en protoxyde ; il est fusible, très-peu soluble dans l'eau, plus soluble dans les alcalis ; l'acide azotique le décompose, s'empare du protoxyde, et laisse le bi-oxyde en liberté. — Le minium est utilisé dans la fabrication du cristal et des vernis à poteries ; on s'en sert aussi en peinture.

B. *Plomb et phosphore*. Ces deux corps ne se combinent qu'avec difficulté par la voie de fusion ; le PHOSPHURE DE PLOMB se prépare plus facilement en faisant passer un courant de gaz hydrogène phosphoré à travers une solution d'acétate de plomb, ou bien en calcinant un mélange à parties égales de limaille de plomb et de phosphate acide de chaux. — Ce composé est blanc-bleuâtre, très-malléable, moins fusible que le plomb ; lorsqu'on le chauffe à l'air, il se transforme en acide phosphorique et en phosphate de plomb.

C. *Plomb et soufre*. Le PROTO-SULFURE DE PLOMB existe abondamment dans la nature ; il est désigné sous le nom de *galène*. On le trouve cristallisé en octaèdres, ou en cubes, ou en lames ; la France possède deux exploitations importantes de ce sulfure : une en Bretagne et l'autre dans la Lozère. La Savoie, la Carinthie, le Derbyshire en Angleterre, possèdent aussi de riches mines de sulfure de plomb. Le sulfure naturel est fréquemment mêlé ou combiné à d'autres sulfures, tels que ceux d'argent, d'antimoine, de zinc, etc. ; le sulfure de plomb cristallisé en petites facettes contient souvent assez d'argent pour qu'on puisse en extraire avantageusement ce dernier métal.

Le proto-sulfure de plomb artificiel s'obtient en chauffant, dans un creuset ou dans un matras, un mélange de trois parties de grenaille de plomb et d'une partie de fleurs de soufre : la combinaion a lieu avec un grand dégagement de calorique et de lumière. — On l'obtient encore en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans la solution d'un sel de plomb ; il se précipite alors en flocons noirs hydratés.

Propriétés. Le proto-sulfure de plomb est solide, brillant, insipide, moins fusible que le plomb, indécomposable par la chaleur seule ; calciné au contact de l'air, il est transformé en acide sulfureux, en protoxyde et en sulfate de plomb. — L'hydrogène et le charbon le désulfurent à une haute température. — Il est composé de 86,55 de métal et de 13,45 de soufre.

On se sert du sulfure naturel pour extraire le plomb ; les fabricants de poteries de terre s'en servent sous le nom d'*alquifoux* pour vernir les poteries communes ; ils en saupoudrent les pièces et les exposent ensuite au feu : le soufre est brûlé, et le plomb est transformé en oxyde qui s'unit à la silice et se vitrifie.

POLY-SULFURE DE PLOMB. En versant une solution de poly-sulfure de potassium dans la solution d'un sel de plomb, il se forme un précipité rouge de poly-sulfure de plomb, qui ne tarde pas à se décomposer en proto-sulfure et en soufre.

D. *Plomb et sélénium*. Ces deux corps peuvent entrer en combinaison à l'aide d'une douce chaleur. Le SÉLÉNIURE DE PLOMB, ainsi obtenu, est en masse poreuse grise, infusible à une chaleur rouge ; par le frottement, cette masse se polit et devient blanche comme de l'argent.

E. *Plomb et chlore*. Le CHLORURE DE

PLOMB se prépare en traitant la litharge en poudre par l'acide chlorhydrique faible, faisant bouillir la liqueur, puis décantant et laissant refroidir. — On l'obtient encore en versant une solution de chlorure de sodium dans celle de l'azotate de plomb; il se forme aussitôt un précipité blanc de chlorure de plomb, qui devient cristallin par la dessication.

Propriétés. Le chlorure de plomb, que l'on désignait autrefois sous les noms de *muriate* ou *hydrochlorate de plomb*, et de *plomb corné*, est blanc, demi-transparent, inaltérable à l'air, soluble dans 30 fois son poids d'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude, susceptible de cristalliser en petits prismes hexaèdres brillants et satinés; il est fusible au-dessous de la chaleur rouge, volatil à une température plus élevée; lorsqu'il est fondu, il se prend par le refroidissement en une masse blanche grisâtre. — Il est formé de 74,6 de plomb (1 at.) et de 25,4 de chlore (2 at.) $=$ Pb Ch^2.

OXY-CHLORURES DE PLOMB. Il y a plusieurs composés de cette nature. 1° On a trouvé en Angleterre, près de Mendipp, un minéral cristallisé, incolore, très-fusible, et formé par l'union de quantités atomiques égales de protoxyde et de chlorure de plomb. — 2° En traitant par l'ammoniaque la solution bouillante de chlorure de plomb, on obtient un oxy-chlorure hydraté, formé de deux atomes de protoxyde de plomb, un atome de chlorure et trois atomes d'eau; 3° Le *jaune de Naples*, nommé encore *jaune de Cassel*, *jaune minéral*, *jaune de Paris*, etc., que l'on prépare en fondant du chlorhydrate d'ammoniaque avec quatre fois au moins et onze fois au plus son poids de minium, est encore un oxy-chlorure; on l'emploie en peinture.

F. *Plomb et iode.* Ces deux corps peuvent se combiner directement à l'aide de la chaleur. L'IODURE DE PLOMB se prépare plus facilement en traitant la solution d'azotate ou d'acétate de plomb par celle d'iodure de potassium; il se produit dans ce cas un précipité jaune d'iodure de plomb, soluble dans 1235 parties d'eau froide et dans 194 parties d'eau bouillante, cristallisable en paillettes hexagones régulières. Il peut se combiner en trois proportions avec le protoxyde de plomb, et former des iodures basiques (Denot).

G. *Alliages de plomb.* Nous avons déjà examiné l'alliage de plomb et d'étain (page 199); il nous resterait maintenant à parler de l'alliage de plomb et d'argent; mais nous ne ferons son histoire qu'après celle de ce dernier métal.

Les autres alliages de plomb sont peu importants à connaître.

OXY-SELS DE PROTOXYDE DE PLOMB.

Caractères distinctifs. Le protoxyde peut seul se combiner aux acides. Les sels de plomb sont généralement blancs, à l'exception du chromate; ils sont presque tous insolubles; ceux qui se dissolvent ont une saveur sucrée et astringente; ils fournissent des solutions incolores qui sont précipitées : 1° en blanc par le cyanure jaune de potassium et de fer (cyanure de plomb ferrugineux); — 2° en blanc par les carbonates alcalins (carbonate de plomb); — 3° en blanc par la potasse, la soude et l'ammoniaque; ce précipité (protoxyde hydraté) peut être redissous dans un excès des deux premiers alcalis; — 4° en noir par l'acide sulfhydrique et les sulfhydrates (sulfure de plomb); — 5° en beau jaune-orangé par le chromate de potasse (chromate de plomb); — 6° en jaune-serin par l'iodure de potassium (iodure de plomb); — 7° en blanc par l'acide chlorhydrique et les chlorures solubles (chlorure de plomb), pourvu que les liqueurs ne soient pas trop étendues; — 8° en blanc par l'infusion de noix de galle; — 9° enfin, lorsqu'on plonge une lame de zinc ou de fer dans la solution d'un sel de plomb, ce métal est réduit, et se précipite sur la lame sous forme de cristaux lamelleux très-brillants.

CARBONATE DE PLOMB. On trouve dans la nature plusieurs variétés de ce sel; il est tantôt cristallisé en prismes rhomboïdaux, tantôt en octaèdres réguliers, ou en petites paillettes brillantes, ou en petits nids à cassure vitreuse; il est généralement diaphane, ou blanc, ou d'un jaune brun. Le département des Vosges, le Languedoc, la Bretagne, la Bohême, l'Ecosse, etc., possèdent de grandes masses de ce carbonate.

Le carbonate artificiel est désigné sous les noms de *céruse* et de *blanc de plomb*; il est toujours en poudre blanche, compacte. Il se forme toutes les fois que le plomb est en contact, tout à la fois, avec l'humidité, l'air et l'acide carbonique. MM. Barruel et Mérat ont retiré deux onces de carbonate de plomb très-bien cristallisé, en faisant évaporer six voies d'eau que l'on avait laissées pendant deux

mois dans une cuve de bois, doublée de plomb, et exposée à l'air. — Dans les laboratoires, on prépare le carbonate de plomb par double décomposition du carbonate de potasse et d'un sel de plomb neutre et soluble. — Dans les arts on se sert de procédés beaucoup plus économiques. Un procédé qui a été décrit il y a plus de 30 ans par M. Thénard, et qui est mis en pratique à la fabrique de Clichy, consiste à faire passer un courant de gaz acide carbonique à travers une solution du sous-acétate de plomb, jusqu'à ce qu'il ne s'y forme plus de carbonate de plomb. Le sous-acétate, ainsi privé d'une partie de sa base, est ramené à l'état d'acétate neutre, que l'on peut transformer de nouveau en sous-sel en le faisant bouillir avec de la litharge. Il est facile de voir qu'avec une même quantité de sous-acétate de plomb, il est possible de fabriquer des quantités considérables de céruse. A mesure que celui-ci se forme, il se dépose au fond des vases ; on le recueille, on le lave, on le fait sécher doucement, puis on le verse dans le commerce. — En Hollande on prépare le blanc de plomb, en soumettant des lames de plomb au contact de la vapeur du vinaigre, de l'air et de l'acide carbonique. Pour cela on se sert de pots dans lesquels on met une couche de vinaigre d'orge, que l'on recouvre d'une couche de lames de plomb roulées sur elles-mêmes de manière à ne pas se toucher, et séparées du vinaigre par des supports en bois. Les pots sont recouverts d'une feuille de plomb, et enfouis dans du fumier ou du tan. Le plomb s'oxyde lentement, passe à l'état de sous-acétate, qui est ensuite décomposé par l'acide carbonique qui se dégage du fumier ou du tan. Au bout de 4 à 5 semaines, on découvre les pots, on déroule les lames pour en détacher le carbonate, puis on broie les sels et on les lave. Ainsi préparé, le carbonate a toujours une teinte grisâtre.

Propriétés. Le carbonate de plomb artificiel est blanc, pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau, à moins que ce liquide ne soit chargé d'acide carbonique. Lorsqu'on le chauffe, il perd son acide carbonique, et devient jaune en passant à l'état de protoxyde de plomb ; chauffé au chalumeau, il donne du plomb métallique ; le même effet est produit lorsqu'on le met en contact avec des charbons ardents. — Il est formé de 83, 52 de protoxyde (1 at.) et de 16, 48 d'acide (2 at.)

Le blanc de plomb est employé en peinture pour étendre les couleurs et rendre l'huile siccative ; il est presque toujours mélangé d'un peu de charbon ou d'indigo, pour lui donner un reflet bleu. Les céruses de commerce contiennent presque toutes de la craie ou du sulfate de baryte.

Phosphate de plomb. Le phosphate neutre de plomb se trouve dans la nature dans plusieurs mines de sulfure de plomb ; il est souvent cristallisé en prismes à six pans transparents, de couleur brune ou verte ; il constitue deux espèces minérales, savoir : le *plomb phosphaté brun* et le *plomb phosphaté vert.* — Dans les laboratoires, on prépare ce sel en versant une solution de phosphate de soude dans une solution de chlorure de plomb. Il est alors blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, soluble dans un excès d'acide phosphorique. Exposé à l'action de la chaleur, il fond, et prend par le refroidissement la forme d'un polyèdre régulier.

L'acide phosphorique peut encore s'unir en deux proportions avec le protoxyde de plomb, et former un *phosphate sesqui-basique* et un *phosphate acide.*

Sulfate de plomb. Ce sel existe dans la nature ; on le trouve surtout dans les mines de sulfure de plomb ; il est cristallisé en octaèdres réguliers, ou en pyramides tétraèdres, ou en tables transparentes. — Le sulfate de plomb artificiel se prépare, soit en traitant le plomb à chaud par l'acide sulfurique concentré, soit par double décomposition d'un sel de plomb et d'un sulfate soluble. — Le sulfate de plomb est blanc, pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau, un peu soluble dans l'acide sulfurique concentré, fixe au feu, indécomposable par la chaleur dans des vaisseaux fermés. Mis en contact avec les charbons ardents, il est décomposé, et il donne du plomb métallique. L'eau chargée de chlorhydrate d'ammoniaque le décompose en chlorure de plomb et en sulfate d'ammoniaque. — Les essais de M. Berthier ont démontré que l'on pouvait tirer parti du sulfate de plomb, qui forme le résidu de certaines opérations d'art, pour extraire le métal, préparer la litharge, vernir les poteries communes comme l'alquifoux, fabriquer le cristal, etc. ; il peut aussi être employé dans la peinture à l'huile en remplacement du blanc de plomb, et dans ce dernier cas il met les peintres à l'abri des coliques de plomb qui se dévelop-

pent si fréquemment sur ceux qui font usage du carbonate de plomb.

AZOTATE DE PLOMB. Ce sel se prépare en traitant la litharge en poudre par l'acide azotique, étendu de 3 à 4 fois son poids d'eau, et évaporant la dissolution pour que le sel cristallise. — Il n'existe pas dans la nature. — L'azotate de plomb est blanc, opaque, cristallisé en octaèdres réguliers, anhydres, et à sommets tronqués; projeté sur des charbons ardents, il décrépite et fuse; il est soluble dans 7 ou 8 fois son poids d'eau à la température ordinaire. Lorsqu'on le chauffe en vases clos, il se décompose et fournit de l'acide hypo-azotique; c'est sur cette propriété qu'est fondée la préparation de cet acide (*voyez* page 62). Lorsqu'on fait bouillir la solution de ce sel avec du protoxyde de plomb, on obtient un sous-azotate de plomb blanc, moins soluble que l'azotate neutre. Si l'on fait bouillir cette solution avec des lames de plomb, l'acide cède une partie de son oxygène à ce métal, et le sel se trouve transformé en *sous-hypo-azotite de plomb*; il y a en même temps dégagement de bi-oxyde d'azote.

L'azotate de plomb neutre est formé de 67, 3 d'oxyde (1 at.) et de 32, 7 d'acide (1 at.) = $Pb\,O, Az^2\,O^5$.

CHROMATE DE PLOMB. Il existe dans la nature en Sibérie, sous forme de poudre, ou de prismes rhomboïdaux obliques; il est alors désigné sous le nom de *plomb rouge* en raison de sa couleur. — On le prépare, dans les laboratoires, par double décomposition du chromate neutre de potasse et de l'acétate de plomb. Dans le commerce, on le prépare à l'aide du même procédé; seulement on emploie des dissolutions dans différents états de saturation, suivant la teinte que l'on veut donner au sel; lorsque les dissolutions sont un peu acides, le précipité est jaune-serin; il est jaune-orangé lorsqu'elles sont neutres, et jaune-rouge lorsqu'elles sont basiques.

Propriétés. Le chromate de plomb est insoluble dans l'eau, un peu soluble dans l'acide azotique, transformé par la chaleur en oxyde de plomb et en oxyde de chrome; traité par les alcalis, il se transforme en sous-chromate, et prend une belle couleur rouge; les acides le ramènent au jaune en le faisant repasser à l'état neutre. — Le *sous-chromate* se prépare plus économiquement en faisant fondre le chromate neutre avec de l'azotate de potasse.

Le chromate jaune est formé de 68, 15 de base (2 at.) et de 31, 85 d'acide (1 at.) — Il est employé dans la peinture sur toile et sur porcelaine; on s'en sert aussi pour faire les fonds jaunes que l'on applique sur les voitures, sur les papiers, etc.

Les autres sels de plomb, tels que le BORATE, le PHOSPHITE, le SULFITE, l'HYPOSULFITE, le SÉLÉNITE, le CHLORATE, le BROMATE, l'IODATE, les diverses variétés d'HYPO-AZOTITE, l'ARSÉNIATE, l'ARSÉNITE, etc., offrent peu d'intérêt.

§ XVII. *Combinaisons du cuivre.*

A. *Cuivre et oxygène*. Le cuivre et l'oxygène se combinent en trois proportions, et forment un protoxyde, un bi-oxyde et un quadroxyde.

PROTOXYDE DE CUIVRE.

Il existe dans la nature sous forme de petits octaèdres, ou de filets capillaires, que l'on rencontre dans les dépôts de cuivre pyriteux, de sulfure et de carbonate de cuivre; on le trouve encore en veines ou en petits amas dans la gangue des filons. L'Angleterre, la Sibérie, les mines de Chessy près de Lyon, celles des monts Altaï, etc., en offrent des quantités plus ou moins considérables; il est fréquemment mêlé d'oxyde de fer.

Le protoxyde artificiel peut se préparer en traitant le proto-chlorure de cuivre par la potasse caustique; il y a double décomposition, formation de chlorure de potassium soluble, et de protoxyde de cuivre qui se précipite en flocons jaunes hydratés, qui se transforment en une poudre rouge par la dessication. — On peut encore l'obtenir en exposant à une chaleur rouge un mélange intime de 5 parties de bi-oxyde de cuivre et de 4 parties de cuivre métallique : le bi-oxyde cède la moitié de son oxygène au métal, et après l'opération, la masse est entièrement transformée en protoxyde. — Enfin M. Malagutti a fait connaître en 1833 un nouveau procédé, qui consiste à faire fondre à une douce chaleur un mélange de 100 parties de sulfate de cuivre et de 57 parties de carbonate de soude cristallisé, à chauffer la masse jusqu'à ce qu'elle soit solidifiée, puis à pulvériser celle-ci et à la chauffer au rouge-blanc, pendant 20 minutes, dans des creusets, après l'avoir mêlée avec 25 parties de limaille de cuivre. Lorsque la matière est refroidie, on la pulvérise et on la lave :

le résidu est formé de protoxyde pur ; les eaux de lavage contiennent du sulfate de soude. — Dans cette opération il y a d'abord dégagement de l'acide du carbonate, puis formation de sulfate de soude et mise à nu du bi-oxyde de cuivre ; celui-ci est transformé en protoxyde par sa calcination avec la limaille de cuivre.

Propriétés. Le protoxyde de cuivre anhydre est rougeâtre ; il est jaune lorsqu'il est combiné à l'eau. Il est fusible sans décomposition au-dessus de la chaleur rouge ; lorsqu'on le chauffe à une température peu élevée, il absorbe le gaz oxygène, et passe à l'état de bi-oxyde. — Traité par l'acide chlorhydrique, il se dissout, et passe à l'état de proto-chlorure. L'acide sulfurique le décompose en bi-oxyde dont cet acide s'empare, et en cuivre métallique qui se dépose. L'acide azotique le dissout également en le transformant en bi-oxyde ; il y a en même temps dégagement de bi-oxyde d'azote, qui provient de la décomposition d'une partie de l'acide azotique qui a fourni au protoxyde assez d'oxygène pour le suroxyder. L'ammoniaque dissout très-bien le protoxyde de cuivre ; cette dissolution est incolore, tant qu'elle est à l'abri de l'air ; aussitôt qu'on l'expose au contact de ce gaz, elle devient bleue par suite de l'absorption de l'oxygène, et de la transformation du protoxyde en bi-oxyde. — Il est formé de 88, 78 de cuivre (2 at.) et de 11, 22 d'oxygène (1 at.) $= Cu^2 O$.

Bi-oxyde de cuivre.

Le bi-oxyde de cuivre se trouve dans la nature à l'état pulvérulent, ou mêlé à quelques minerais de cuivre ; il existe bien plus abondamment à l'état de combinaison avec certains acides, tels que les acides carbonique, phosphorique, sulfurique. — Le bi-oxyde artificiel peut se préparer par la calcination du métal à l'air libre ; les écailles rougeâtres qui se détachent du cuivre, lorsqu'on travaille ce métal à la chaleur rouge, sont en grande partie formées de cuivre bi-oxydé ; on les transforme en bi-oxyde pur par une nouvelle calcination. — Lorsqu'on traite une solution de deuto-azotate, ou de deuto-sulfate de cuivre, par la potasse caustique, le bi-oxyde de cuivre est précipité en beaux flocons bleus hydratés, qui deviennent noirâtres lorsqu'on les lave avec de l'eau bouillante, et qui sont transformés en bi-oxyde anhydre par la dessication. Enfin, en calcinant dans une cornue de grès le deuto-azotate desséché, ce sel est décomposé, et laisse pour résidu le bi-oxyde de cuivre pur.

Propriétés. Le bi-oxyde de cuivre est d'une belle couleur bleu-de-ciel à l'état d'hydrate, brun-noirâtre et pulvérulent lorsqu'il est anhydre ; une température élevée le décompose en oxygène et en protoxyde ; exposé à l'air, il en absorbe l'humidité et l'acide carbonique, et se transforme en carbonate vert (vert-de-gris de naturel). Le carbone, l'hydrogène et toutes les substances organisées le décomposent facilement à une température rouge-obscure, et le ramènent à l'état métallique ; c'est sur cette propriété qu'est fondé l'usage qu'on en fait pour analyser les principes immédiats végétaux et animaux (*voyez* Analyse des matières végétales). L'ammoniaque le dissout très-facilement ; cette dissolution a une belle couleur bleue. Il est insoluble dans la potasse et la soude. — Il est formé de 79, 83 de cuivre (1 at.) et de 20, 17 d'oxygène (1 at.) $= Cu O$. L'hydrate contient 1 atome de bi-oxyde et 2 atomes d'eau $= Cu O + 2 H^2 O$.

On se sert de cet oxyde pour colorer le verre et les émaux en vert ; j'ai déjà dit qu'on l'utilisait dans l'analyse des matières organiques. La médecine l'employait autrefois sous le nom d'*æs ustum* dans le traitement de l'épilepsie ; il est doué de propriétés vénéneuses très-prononcées.

Quadroxyde de cuivre.

On prépare cet oxyde, soit en mettant de l'hydrate de bi-oxyde de cuivre en contact avec de l'eau oxygénée contenant seulement 7 à 8 fois son volume d'oxygène, soit en traitant une solution faible d'azotate de bi-oxyde de cuivre par de l'eau oxygénée un peu acide, et ajoutant au mélange une solution très-peu concentrée de potasse caustique. Dans ce dernier cas, il faut que la température soit abaissée à zéro, et que l'eau oxygénée soit en grand excès. Il se forme alors un précipité gélatineux brun-jaunâtre de quadroxyde de cuivre, qui doit être recueilli sur un filtre, lavé à l'eau froide, et séché rapidement sous le récipient de la machine pneumatique, après avoir été comprimé entre des feuilles de papier Joseph. — Il se décompose très-aisément en oxygène et en bi-oxyde de cuivre. Il est formé de 66, 5 de cuivre (1 at.) et de 33, 5 d'oxygène (2 at.) $= Cu O^2$. — Il est sans usages.

B. *Cuivre et phosphore.* Le PHOSPHURE DE CUIVRE se prépare, d'après M. Berzélius, en faisant passer du gaz hydrogène phosphoré (phosphide hydrique) sur du bi-oxyde, ou du bi-chlorure, ou du bi-sulfure de cuivre, légèrement chauffés dans un tube de verre. Outre le phosphure de cuivre, il se forme de l'eau, ou de l'acide chlorhydrique, ou de l'acide sulfhydrique, suivant le composé de cuivre dont on a fait usage. — Il est gris-clair, brillant, cassant, très-dur, plus fusible que le cuivre, transformé en phosphate par le grillage. Il est formé de 75, 16 de cuivre (3 at.) et de 24, 84 de phosphore (2 at.) $= Cu^3 Ph^2$. C'est un BI-PHOSPHURE.

Suivant M. Rose, en substituant dans la même opération le protoxyde de cuivre au bi-oxyde, on obtient un PROTO-PHOSPHURE DE CUIVRE, formé de 3 atomes de métal et d'un atome de phosphore. $= Cu^3 Ph$.

M. Rose admet encore l'existence d'un phosphure formé de quantités atomiques égales de cuivre et de phosphore ; on l'obtient en décomposant à chaud le phosphate neutre de cuivre par l'hydrogène.

C. *Cuivre et soufre.* Le PROTO-SULFURE DE CUIVRE existe dans la nature, tantôt en cristaux dans les mines de cuivre pyriteux ; tantôt en masses assez considérables pour qu'on puisse l'exploiter avec avantage ; tantôt enfin à l'état de combinaison avec le sesqui-sulfure de fer, ou avec des arséniures métalliques. On le trouve en France, en Angleterre, en Sibérie, en Saxe, en Suède, en Bohême, en Hongrie, etc.

Le proto-sulfure artificiel s'obtient en chauffant, dans un creuset ou dans un matras, la tournure de cuivre avec la moitié de son poids de soufre; la combinaison s'opère avec dégagement de calorique et de lumière. Comme la masse qui provient de cette opération contient toujours un excès de cuivre, on la pulvérise et on la chauffe de nouveau jusqu'au rouge, après l'avoir mêlée à la moitié de son poids de soufre.

Propriétés. Le proto-sulfure de cuivre est solide, gris de plomb, plus fusible que le cuivre, indécomposable par la chaleur seule, cristallisable en prismes hexaèdres réguliers, sans action sur l'air et sur l'oxygène à la température ordinaire, mais absorbant facilement ce dernier gaz à l'aide d'une douce chaleur, et se transformant alors en acide sulfureux et en sous-sulfate ; si la température est plus élevée, tout le soufre est brûlé, et le résidu est entièrement formé d'oxyde de cuivre. Le charbon le dissout en partie à l'aide de la chaleur. Il est formé de 79, 73 de cuivre (2 at.) et de 20, 27 de soufre (1 at.) $= Cu^2 S$.

BI-SULFURE DE CUIVRE. On le prépare en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans la solution d'un sel de bi-oxyde de cuivre. Il est noir à l'état d'hydrate, et noir-verdâtre lorsqu'il est anhydre ; chauffé en vases clos, il laisse dégager la moitié de son soufre. — Il est formé d'un atome de métal et d'un atome de soufre $= Cu S$.

POLY-SULFURES DE CUIVRE. On peut obtenir des sulfures plus sulfurés que les précédents, en traitant la solution d'un sel de bi-oxyde de cuivre, par celle des différents poly-sulfures de potassium.

D. *Cuivre et chlore.* Ces deux corps se combinent en deux proportions.

PROTO-CHLORURE DE CUIVRE. Ce composé peut se préparer, soit en faisant digérer le cuivre métallique dans la solution de bi-chlorure de cuivre, rendue un peu acide par l'addition d'un peu d'acide chlorhydrique ; — soit en calcinant le bi-chlorure à l'abri du contact de l'air ; — ou bien en chauffant dans une cornue un mélange de deux parties de bi-chlorure de mercure, et d'une partie de limaille de cuivre ; le résidu de cette opération est du proto-chlorure fondu en une masse cristalline jaunâtre ; — ou bien enfin en précipitant par l'eau la dissolution de chlorhydrate de proto-chlorure, préparée elle-même en traitant, à l'abri du contact de l'air, un mélange intime de 6 parties de cuivre très-divisé et de 5 parties de bi-oxyde de cuivre par 4 à 5 fois son poids d'acide chlorhydrique concentré, et abandonnant le mélange jusqu'à ce que la liqueur, qui est d'abord brune, soit entièrement décolorée.

Propriétés. Le proto-chlorure de cuivre est solide, d'une couleur fauve-claire, facilement fusible au-dessous de la chaleur rouge ; exposé au contact de l'air, il absorbe l'oxygène, prend une couleur verte, et se transforme en oxyde de cuivre et en bi-chlorure (bi-oxy-chlorure). Il est insoluble dans l'eau pure, soluble dans l'acide chlorhydrique et dans l'ammoniaque. La dissolution acide est décomposée par l'eau, qui en précipite le proto-chlorure en poudre blanche ; la dissolution ammoniacale est incolore, tant qu'elle est à l'abri du contact de l'air,

mais elle bleuit rapidement lorsqu'elle est exposée à l'action de ce gaz. Lorsqu'on le lave à plusieurs reprises avec de l'eau, il est décomposé en protoxyde de cuivre et en acide chlorhydrique. La potasse le décompose aussi, et le transforme en protoxyde de cuivre et en chlorure de potassium. — Il est formé de 64,1 de cuivre (1 atome) et de 35,9 de chlore (1 at.) = Cu Ch.

Bi-chlorure de cuivre. On le prépare en traitant le bi-oxyde de cuivre par l'acide chlorhydrique; ou plus économiquement, en dissolvant la tournure de cuivre dans l'eau régale bouillante, et évaporant la dissolution jusqu'à siccité. — Le bi-chlorure de cuivre est solide, jaune-brunâtre, très-soluble dans l'eau, communiquant à ce liquide une couleur bleue ou verte, suivant la concentration de la solution; exposé à l'air, il en attire l'humidité, et se résout en un liquide verdâtre; soumis à l'action d'une chaleur rouge, il est décomposé en chlore qui se dégage, et en proto-chlorure fixe. = Il est formé de 47,1 de cuivre (1 at.), et de 52,9 de chlore (2 at.) = $Cu\ Ch^2$.

Oxy-chlorure de cuivre (*bi-oxydo-chlorure* de M. Thénard). Ce composé se rencontre dans la nature sous forme de masses, dont le centre est occupé par du sulfate de cuivre (au Chili); ou bien sous forme pulvérulente et même en filons (au Pérou). L'oxy-chlorure pulvérulent est d'un beau vert, et désigné sous le nom de *sable vert du Pérou*. Il est composé d'un atome de bi-chlorure de cuivre, 3 atomes de bi-oxyde et 4 atomes d'eau = $(Cu\ Ch^2,\ 3\ Cu\ O) + 4\ H^2\ O$. — Lorsqu'on l'expose à une légère calcination, il devient anhydre et prend une couleur brune. — Il est employé en peinture sous le nom de *vert de Brunswick*. On le prépare, pour cet usage, en humectant de temps en temps avec de l'acide chlorhydrique, ou une dissolution de sel ammoniac, des fragments de lames minces de cuivre, abandonnant ce métal au contact de l'air, et enlevant l'oxy-chlorure dès qu'il s'en est formé une quantité suffisante.

E. *Cuivre et brôme*. Ces deux corps s'unissent en deux proportions, et forment un proto-brômure et un bi-brômure qui ont été peu étudiés.

F. *Cuivre et iode*. On ne connaît encore qu'un seul composé de cuivre et d'iode, que l'on forme directement en chauffant ces deux corps ensemble, ou bien en décomposant un sel soluble de bi-oxyde de cuivre par la solution d'iodure de potassium. Il est solide, blanc-grisâtre, insoluble dans l'eau.

G. *Cuivre et azote*. D'après M. Despretz, ces deux corps peuvent se combiner directement à une température rouge.

H. *Alliages de cuivre*. Les alliages les plus importants sont ceux que ce métal forme avec l'étain, le zinc, l'argent et l'or. Le premier a été examiné (p. 199); les deux derniers le seront à la suite de l'histoire des combinaisons de l'argent et de l'or; il ne nous reste donc à examiner ici que le second.

Alliage de cuivre et de zinc (*Cuivre jaune, laiton*). Il est formé de deux parties de cuivre et une partie de zinc; d'après les recherches de M. Chaudet, il paraît qu'il contient quelquefois $\frac{2}{100}$ ou $\frac{3}{100}$ de plomb, et qu'il devient alors bien plus propre à être travaillé au tour; il renferme aussi parfois de petites quantités d'étain. Ces deux métaux se trouvent exclusivement dans les laitons qui sont fabriqués avec du vieux cuivre étamé; en effet, l'étamage se fait ordinairement avec un alliage de plomb et d'étain; il n'existe pas dans la nature. On le prépare, soit en unissant directement le cuivre au zinc métallique, soit en chauffant ensemble un mélange de charbon, de cuivre et de carbonate de zinc. — Le laiton est jaune et très-malléable, très-ductile à froid, plus fusible que le cuivre rouge, fragile au-dessous du rouge obscur, peu altérable à l'air humide à la température ordinaire, transformé par ce gaz, à l'aide de la chaleur, en oxydes de cuivre et de zinc; exposé à un violent feu de forge, il laisse dégager presque tout le zinc qu'il contient. — Tout le monde connaît les usages du laiton.

En unissant quatre parties de cuivre à une partie de zinc, on forme un alliage auquel on peut communiquer, par l'action des acides, l'apparence de l'or.

Le *similor*, nommé encore *chrysocale*, *or de Manheim*, *or de Corse*, paraît formé par l'union de 90 parties de cuivre, huit parties de zinc et deux parties de plomb. Cet alliage, qui est plus ductile que le laiton, sert à la fabrication des bijoux faux.

Oxy-sels de protoxyde de cuivre.

Le protoxyde de cuivre s'unit difficilement aux acides; il se décompose le plus souvent en bi-oxyde et en cuivre

métallique. Lorsqu'on est parvenu à combiner le protoxyde aux acides sans décomposition, ces sels sont peu stables et se transforment aisément en sels de bi-oxyde, surtout en présence de l'eau; la potasse et la soude en séparent du protoxyde de cuivre hydraté.

Oxy-sels de bi-oxyde de cuivre.

Caractères distinctifs. Ces sels sont généralement d'une couleur bleue ou verte, lorsqu'ils sont dissous ou hydratés; leur saveur est métallique et très-désagréable. Leurs solutions sont précipitées : 1° en rouge-marron par le cyanure jaune de potassium et de fer (cyanure de cuivre ferrugineux); — 2° en blanc-bleuâtre par les carbonates alcalins (carbonate de bi-oxyde de cuivre); — 3° en bleu par la potasse, la soude et l'ammoniaque (bi-oxyde hydraté). Le précipité formé par l'ammoniaque se dissout très-facilement dans un excès de cet alcali, et la liqueur acquiert alors de la transparence et une belle couleur bleue-céleste; — 4° en brun-noir par l'acide sulfhydrique, les sulfures alcalins et les sulfhydrates (bi-sulfure de cuivre); — 5° en vert-pré par l'arsénite de potasse (arsénite de cuivre); ce précipité acquiert une teinte plus foncée par l'addition de quelques gouttes de solution de potasse; — 6° une lame de fer ou de zinc plongée dans la solution des sels de bi-oxyde de cuivre, réduit le métal, qui se précipite sur la lame, et lui donne immédiatement une apparence cuivreuse.

Carbonates de bi-oxyde de cuivre. Il y a trois espèces de carbonates de cuivre, qui diffèrent par leur couleur; l'un est bleu, l'autre est vert, et le troisième est brun.

Carbonate vert bi-basique (*malachite*). On le rencontre dans la nature, quelquefois en prismes droits rhomboïdaux, terminés par des sommets dièdres, le plus souvent en petites masses mamelonnées : les plus beaux morceaux de malachite viennent des monts Ourals. — On le prépare artificiellement, par double décomposition du sulfate de bi-oxyde de cuivre et du carbonate de potasse; si on veut l'avoir grenu et d'un beau vert, il faut que les liqueurs soient portées à l'ébullition avant d'être mêlées, et que les lavages soient faits à l'eau froide. Ce sel se produit naturellement à la surface du cuivre qui est exposé à l'action de l'air et de l'humidité, il est alors désigné sous le nom de *vert-de-gris naturel*.— Il est insoluble dans l'eau, d'une belle couleur vert-pomme, décomposable par la chaleur. — Il est formé d'un atome de base, un atome d'acide et un atome d'eau $= (Cu\,O, C\,O) + H^2\,O$. — On se sert de carbonate vert naturel pour faire des tables et des vases d'ornement qui sont d'un grand prix.

Carbonate bleu sesqui-basique. Ce sel existe dans la nature; on le trouve en prismes obliques rhomboïdaux, ou en rognons tantôt lisses, tantôt garnis de cristaux à leurs surfaces; il porte alors les noms de *bleu de montagne*, *cuivre azuré*, *azur de cuivre*. On le trouve encore à l'état pulvérulent, ou mélangé à des matières terreuses; on le désigne dans ce cas sous le nom de *cendres bleues cuivrées*. Enfin il est quelquefois disséminé dans certaines pierres calcaires ou quartzeuses qui prennent le nom de *pierres d'Arménie*. — Il est formé de 4 at. d'acide, 3 atomes de base et 1 atome d'eau. M. Berzélius le considère comme formé de deux atomes de carbonate neutre et d'un atome de bi-oxyde hydraté; par conséquent sa formule serait $(2\,Cu\,O, 2\,C^2\,O^2 + Cu\,O, H^2\,O)$.

En Angleterre, on prépare sous le nom de *cendres bleues*, et à l'aide d'un procédé qui est tenu secret, un carbonate bleu de cuivre pulvérulent, que l'on emploie pour colorer le papier en bleu.

Carbonate brun anhydre. Il existe aussi dans la nature en masse brune. On le prépare dans les laboratoires, en faisant bouillir dans l'eau le carbonate vert obtenu par voie de double décomposition. L'ébullition ne doit pas être trop prolongée, car tout l'acide serait dégagé, et il ne resterait que du bi-oxyde de cuivre. Sa composition n'est pas bien connue.

Phosphate de bi-oxyde de cuivre. On l'a trouvé en masse, ou cristallisé en petits hexaèdres obliquangles, près de Cologne.—On le prépare par double décomposition du sulfate de cuivre et du phosphate de soude. Il est pulvérulent, bleu, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides forts qui le transforment en phosphate acide. Le phosphate artificiel est composé de 3 atomes de base, un atome d'acide et 8 atomes d'eau; c'est donc un *phosphate sesqui-basique hydraté*.

Sulfate de bi-oxyde de cuivre (*vitriol bleu*, *couperose bleue*, *vitriol de Chypre*). Ce sel existe dans la nature, en

dissolution dans les eaux qui coulent à travers les galeries des mines de cuivre ; on cite plusieurs ruisseaux qui contiennent des quantités assez considérables de ce sel, pour qu'on puisse en extraire le métal par le fer. — On prépare ce sel par plusieurs procédés ; — 1° Dans les pays où il existe en solution dans certaines eaux, on l'obtient par l'évaporation de celles-ci ; 2° A Mariemberg, on grille dans des fourneaux à réverbère le sulfure de cuivre naturel mêlé au sulfure de fer et à l'oxyde d'étain ; par l'action de la chaleur et de l'air, les deux sulfures sont transformés en sulfates solubles; on traite la masse par l'eau, et on évapore pour obtenir le sulfate de cuivre cristallisé; mais, comme il contient toujours un peu de sulfate de sesqui-oxyde de fer, il est souvent nécessaire de le purifier ; il suffit pour cela de dissoudre le sel, et de faire bouillir la solution avec un excès de bi-oxyde de cuivre, qui ne tarde pas à se substituer au sesqui-oxyde de fer et à le précipiter à l'état d'hydrate. 3° En France, on chauffe dans des fourneaux des lames de cuivre préalablement mouillées et saupoudrées de fleur de soufre ; il se forme un sulfure de cuivre qui ne tarde pas à absorber l'oxygène de l'air et à se transformer en sulfate ; en plongeant les lames dans l'eau froide, le sulfate se dissout, et peut être obtenu cristallisé par la concentration de la liqueur. Les lames de cuivre qui ont servi à une première opération sont de nouveau saupoudrées de soufre, chauffées et lavées. 4° Une grande partie du sulfate de cuivre, que l'on trouve aujourd'hui dans le commerce, provient de la décomposition par le cuivre, du sulfate d'argent que l'on obtient dans l'affinage de l'or (*voy.* OR, page 110).

Propriétés. Le sulfate de bi-oxyde de cuivre cristallise en gros prismes transparents, d'un bleu foncé, qui contiennent $\frac{36}{100}$ d'eau de cristallisation; exposé à l'air, il s'effleurit légèrement ; soumis à l'action d'une douce chaleur, il fond dans son eau de cristallisation ; cette eau ne tarde pas à s'évaporer, et alors il devient blanc et opaque ; chauffé plus fortement, il se décompose et laisse pour résidu du bi-oxyde de cuivre. Il est soluble dans 4 parties d'eau à la température de + 15° et dans 2 parties d'eau bouillante. — Le sulfate de cuivre anhydre est formé de 49,73 de base (1 at.) et de 50,27 d'acide (1 at.).

Usages. On s'en sert pour faire le vert de Schéele et les cendres bleues, pour chauler le blé, pour teindre en noir sur laine et sur soie. La médecine l'utilise comme un léger escarrotique pour cautériser certains ulcères fongueux, les chancres vénériens, les aphtes ; dissous dans l'eau, il sert à préparer des collyres, des injections, etc. On l'a administré à l'intérieur pour combattre l'épilepsie, la danse de St-Guy, certaines fièvres intermittentes, etc. ; il est peu employé aujourd'hui.

Azotate de bi-oxyde de cuivre. On le prépare en traitant la tournure de cuivre par de l'acide azotique étendu d'environ une fois son poids d'eau, et concentrant la dissolution pour obtenir l'azotate cristallisé. — Ce sel cristallise en parallélipipèdes allongés, transparents, bleus, déliquescents, fusibles dans leur eau de cristallisation, décomposables, par l'action de la chaleur, en oxygène, acide hypo-azotique et bi-oxyde de cuivre. Il est très-soluble dans l'eau, un peu plus à chaud qu'à froid.

On se sert de ce sel pour préparer les *fausses cendres bleues*, qui sont formées, d'après M. Pelletier, de bi-oxyde de cuivre, d'eau et de chaux ; on les obtient en mêlant de l'hydrate de chaux à un excès de solution d'azotate de bi-oxyde de cuivre, recueillant le précipité qui se produit, et le broyant encore humide avec un dixième de son poids de chaux hydratée. On peut aussi préparer ces cendres bleues avec du sulfate de cuivre et de la potasse ; mais dans ce cas la couleur bleue n'est pas très-vive. Les cendres bleues d'Angleterre (carbonate bleu de cuivre) sont infiniment supérieures à celles qu'on fabrique en France par le procédé que je viens d'indiquer.

Arséniate de bi-oxyde de cuivre. On trouve dans la nature plusieurs variétés de ce sel ; elles sont colorées diversement ; on en a rencontré dans le comté de Cornouailles en Angleterre, et en France près de Limoges. On le prépare artificiellement par double décomposition du sulfate de cuivre et de l'arséniate de potasse. Il est sans usages,

Arsénite de bi-oxyde de cuivre (*vert de Schéele*). Ce composé, que l'on emploie pour colorer en vert les papiers de tenture, se prépare dans les arts en faisant dissoudre, d'une part une partie de sulfate de cuivre dans 20 parties d'eau, et d'autre part une partie d'acide arsénieux pulvérisé et deux parties de potasse du commerce dans 20 parties d'eau,

puis en mêlant peu à peu ces deux dissolutions et agitant le mélange. L'arsénite se précipite, et peut être recueilli par décantation, puis lavé et séché à une douce chaleur.

Les autres sels de cuivre, tels que le SOUS-SULFATE, l'HYPO-SULFATE, le SULFITE, l'HYPO-SULFITE, le CHLORATE, le SOUS-AZOTATE, le CHROMATE, etc., sont sans usages et peu importants à connaître.

§ XVIII. *Combinaisons du mercure.*

A. *Mercure et oxygène.* Le mercure s'unit en deux proportions avec l'oxygène, et forme un protoxyde et un bi-oxyde. Tous deux jouent le rôle de bases salifiables; mais le bi-oxyde est celui qui a le plus d'affinité pour les acides.

PROTOXYDE DE MERCURE.

Cet oxyde n'existe qu'à l'état de combinaison avec les acides, dans les sels de mercure au *minimum*; lorsqu'on veut le séparer de ses combinaisons, il se précipite sous forme d'une poudre noire, que l'on a décrite pendant fort long-temps sous le nom de *protoxyde*, mais qui, d'après les recherches de M. Guibourt, n'est autre chose qu'un mélange de bi-oxyde et de mercure très-divisé. On voit que lorsqu'on le sépare, à l'aide de la potasse, des sels qu'il contribue à former, il se divise en deux parties, dont une passe à l'état métallique en cédant son oxygène à l'autre. — Sa composition est représentée par 96,20 de mercure (2 at.) et 3,80 d'oxygène (1 at.) $= Hg^2 O$.

BI-OXYDE DE MERCURE.

Cet oxyde, que l'on désigne encore sous les noms de *précipité rouge* et de *précipité per se*, peut se préparer directement, en exposant, pendant une quinzaine de jours, le mercure au contact de l'air, à une température voisine de son ébullition (*voyez* AIR, p. 23). A cette température, le mercure absorbe l'oxygène et se recouvre de pellicules rougeâtres de bi-oxyde de mercure (précipité *per se*, c'est-à-dire formé *par lui-même*). Mais, par ce procédé, on n'obtient que de très-petites quantités de ce composé; on le prépare plus facilement en exposant dans un matras l'azotate de protoxyde ou de bi-oxyde de mercure, à une chaleur voisine du rouge naissant; l'acide azotique se décompose en acide hypo-azotique et en oxygène qui se dégagent; l'oxyde de mercure, devenu bi-oxyde par l'absorption d'une partie de l'oxygène de l'acide azotique (je suppose que l'on s'est servi d'azotate de protoxyde), reste au fond du matras sous forme de paillettes violacées, qui deviennent d'un rouge-orangé par le refroidissement (précipité rouge). La calcination doit être prolongée jusqu'à ce que l'on aperçoive quelques globules de mercure métallique dans le col du matras; ce signe indique que tout l'azotate est décomposé, et que l'opération est terminée. Il ne reste plus alors qu'à laisser refroidir l'appareil, puis à briser le matras pour en retirer le produit.

Lorsqu'on verse une solution de potasse caustique dans la solution d'un sel de mercure au *maximum*, le bi-oxyde de mercure se précipite en flocons jaunes hydratés.

Propriétés. Le bi-oxyde de mercure est jaune-serin à l'état d'hydrate; jaune-orangé lorsqu'il a été préparé par la calcination de l'azotate de mercure pulvérisé; orange-foncé lorsque l'azotate était en gros cristaux; et rouge-orangé quand ce sel était en petits grains cristallins; il est légèrement sapide, décomposable au rouge naissant, sans action sur l'air et l'oxygène, très-peu soluble dans l'eau, communiquant à ce liquide la propriété de verdir le sirop de violettes, et de noircir par l'acide sulfhydrique; la plupart des corps avides d'oxygène le décomposent à l'aide de la chaleur. Il est composé de 92,68 de métal (1 atome) et de 7,32 d'oxygène (1 atome) $= Hg O$.

Le bi-oxyde de mercure est employé en médecine comme escarrotique; son application extérieure peut être suivie d'accidents funestes, et ne doit être prescrite qu'à la dose de quelques grains.

B. *Mercure et phosphore.* On obtient un PROTO-PHOSPHURE DE MERCURE en chauffant sous l'eau parties égales de phosphore et de bi-oxyde de mercure (Pelletier); il y a en même temps formation d'acide phosphorique. Ce phosphure est noir, tenace, très-fusible, décomposable au-dessus de $+ 100°$. L'eau bouillante le ramollit.

On peut préparer un PER-PHOSPHURE DE MERCURE en faisant passer un courant de gaz hydrogène phosphoré (phosphide hydrique) dans une solution légèrement chauffée de bi-chlorure de mercure. Il est rouge, inaltérable à l'air froid; il supporte une température de $+ 360°$ sans se décomposer.

C. *Mercure et soufre.* Plusieurs chimistes admettent l'existence de deux sulfures de mercure ; suivant M. Guibourt, il n'y aurait qu'un seul sulfure correspondant au bi-oxyde ; l'autre sulfure, que l'on désignait autrefois sous le nom d'*éthiops minéral*, et que l'on nomme encore *proto-sulfure de mercure*, ne serait qu'un mélange de bi-sulfure et de mercure métallique. Ce qui le prouve, d'après M. Guibourt, c'est qu'en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique dans la solution d'un sel de mercure au minimum, on obtient un sulfure noir, dont on peut séparer des globules de mercure métallique par la simple compression ; tandis que le sulfure que l'on retire par le même procédé des sels de mercure bi-oxydés, est homogène et dans un état parfait de combinaison.

Toutefois l'*éthiops minéral* se prépare dans les pharmacies, en triturant dans un mortier de fer deux parties de soufre sublimé et une partie de mercure, jusqu'à extinction complète de ce métal.

Bi-sulfure de mercure (*cinabre*). Ce composé existe abondamment dans la nature, soit dans les terrains primitifs, soit dans la partie inférieure des terrains secondaires. On le trouve surtout en Hongrie, à Idria en Carniole, à Almaden en Espagne, au Pérou, au Mexique, en Chine, etc. C'est de cette dernière contrée que nous viennent les plus beaux cristaux de cinabre ; ils sont ordinairement cristallisés en prismes hexaèdres réguliers, tandis que presque tous ceux d'Europe sont rhomboédriques. C'est du cinabre natif que l'on retire tout le mercure qui se trouve dans le commerce.

On prépare le cinabre artificiel en faisant fondre une partie de soufre dans une bassine de fonte, ajoutant peu à peu quatre parties de mercure, et agitant bien la masse ; il y a combinaison, formation d'un produit violacé qui n'est autre chose qu'un mélange de soufre et de bi-sulfure de mercure. On chauffe ensuite ce produit dans un matras de verre à long col ; l'excès de soufre brûle ou se dégage, et le cinabre se sublime et se cristallise en aiguilles violettes dans le col du matras ; en le sublimant de nouveau, on lui communique une teinte plus belle. Ce composé acquiert une belle couleur rouge lorsqu'il est pulvérisé. On le connaît alors sous le nom de *vermillon*. Le vermillon le plus estimé nous vient de la Chine. On en fabrique maintenant de très-beau en France, à l'aide d'un procédé qui consiste à combiner cinq parties de mercure à une partie de fleur de soufre par l'intermède d'une petite quantité de solution de potasse caustique. Le mélange doit être trituré dans une terrine de grès échauffée. Lorsque la combinaison est opérée, on ajoute à la masse deux parties de potasse dissoutes dans deux parties d'eau, et on chauffe doucement, en remuant sans cesse et ajoutant de l'eau à mesure qu'elle s'évapore. Au bout de deux heures, la masse devient rouge ; on cesse alors d'ajouter de l'eau, mais on continue à chauffer et à remuer jusqu'à ce que la masse se prenne en gelée. Il ne reste plus alors qu'à laver le vermillon par la décantation.

Propriétés. Le bi-sulfure de mercure est noir à l'état anhydre, lorsqu'on l'a précipité d'un bi-sel de mercure ; il est rouge-violet lorsqu'il a été préparé par sublimation et qu'il est en masse ; rouge-éclatant quand il est réduit en poudre très-fine. Lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge-brun, en vases clos, il se sublime en aiguilles cristallines sans décomposition ; chauffé au contact de l'air, il se décompose en acide sulfureux et en mercure métallique ; le fer, les alcalis et la plupart des métaux le décomposent à une température suffisamment élevée, et s'emparent du soufre. Il est formé de 86,3 de mercure (1 at.) et de 13,7 de soufre (1 at.) = Hg S.

D. *Mercure et sélénium.* Lorsqu'on chauffe un mélange de ces deux corps, ils s'unissent sans dégagement de lumière. Le séléniure de mercure, qui se forme dans cette circonstance, est solide, blanchâtre, doué de l'éclat métallique, susceptible de se volatiliser sans se fondre, et de se sublimer en lames.

E. *Mercure et chlore.* Ces deux corps peuvent s'unir en deux proportions et donner naissance à un proto-chlorure et à un bi-chlorure.

Proto-chlorure de mercure.

Ce composé, que l'on désigne encore sous les noms de *calomel*, *calomélas*, *sublimé doux*, *mercure doux*, *panacée mercurielle*, *précipité blanc*, peut se préparer au moyen de plusieurs procédés. 1° En versant une solution de chlorure de sodium dans une solution faible d'azotate de protoxyde de mercure, il se forme une double décomposition, qui donne naissance à de l'azotate de soude

soluble, et à du proto-chlorure de mercure qui se précipite en flocons blancs; obtenu de cette manière, on le désigne plus particulièrement sous le nom de *précipité blanc*. On le recueille sur un filtre, on le lave à grande eau, et on le fait sécher à l'étuve. 2° Le second procédé consiste à broyer dans un mortier 17 parties du bi-chlorure de mercure et 13 parties de mercure métallique, et à procéder à la sublimation du mélange dans un matras. Le métal s'empare de la moitié du chlore de bi-chlorure, et le ramène au degré inférieur de chloruration en y passant lui-même. Toutefois, la réaction n'est jamais complète à la première sublimation, et on est obligé de pulvériser la masse et de la sublimer de nouveau. Comme il y a presque toujours de petites quantités de bi-chlorure qui restent intactes, et que la présence de ce composé rendrait l'usage du calomel très-dangereux, il est toujours nécessaire de laver ce dernier, avant de s'en servir pour les besoins de la médecine : par ce moyen, on enlève le bi-chlorure qui est très-soluble, et le calomel reste pur. 3° Le troisième procédé consiste à dissoudre, à chaud, le mercure dans la moitié de son poids d'acide sulfurique concentré : la moitié de cet acide se décompose en acide sulfureux qui se dégage, et en oxygène qui transforme le mercure en protoxyde; celui-ci se combine au reste de l'acide et produit du proto-sulfate de mercure; on évapore à siccité pour avoir ce sel. On le mélange ensuite avec les $\frac{3}{5}$ de son poids de sel marin décrépité et pulvérisé, puis on procède à la sublimation comme ci-dessus. Les résultats de l'opération sont faciles à prévoir : le sodium s'oxyde aux dépens de l'oxygène du protoxyde de mercure, s'empare ensuite de l'acide sulfurique du proto-sulfate, et se transforme en sulfate de soude fixe au feu; le chlore s'unit de son côté au mercure désoxydé, et donne naissance à du proto-chlorure qui se sublime. — Ce procédé, qui est le plus économique, peut être avantageusement modifié, si l'on veut obtenir le calomel dans un grand état de division (*calomel à la vapeur*); voici cette modification telle qu'elle a été indiquée par M. Henry fils :

« On introduit, dans une cornue de grès parfaitement lutée, un mélange bien homogène de six parties de proto-sulfate de mercure et de quatre parties de sel commun : on la place dans un fourneau de manière que son col soit presque entièrement contenu dans le fourneau, afin que les vapeurs de proto-chlorure condensées n'obstruent pas le col et ne déterminent pas la rupture de l'appareil. On adapte au col de cette cornue un ballon de verre à triple ouverture, dont deux sont latérales et la troisième placée à la partie inférieure; celle-ci plonge dans un flacon à deux tubulures, rempli, jusqu'à la moitié, d'eau distillée; une des tubulures de ce flacon sert de récipient, et la deuxième est surmontée d'un tube en S, destiné à laisser dégager l'air et la vapeur d'eau, qui ne se serait pas condensée en traversant l'eau du flacon. A la deuxième tubulure latérale du ballon est adaptée une seconde cornue remplie, jusqu'aux deux tiers, d'eau distillée, qu'on place sur un triangle de gros fil de fer. On lute les jointures de la cornue et du ballon, et on chauffe les deux cornues; celle qui contient de l'eau est chauffée un peu plus vite que l'autre, afin qu'une portion du liquide, réduit en vapeur, occupe la capacité du ballon lors de l'arrivée des vapeurs de proto-chlorure; ces deux vapeurs se condensent en même temps et tombent sous la forme d'un liquide chargé d'une poudre blanche, par la tubulure inférieure, dans le flacon qui sert de récipient. Il faut avoir soin de tenir toujours très-chaud le col de la cornue, d'où se vaporise le proto-chlorure, afin que la condensation des vapeurs n'ait pas lieu dans cet endroit, ce qui ferait cesser l'opération. On continue de chauffer jusqu'à ce que l'on s'aperçoive que la cornue qui renferme le mélange ne donne plus de vapeur. Alors on laisse refroidir lentement, et on démonte l'appareil. On recueille le proto-chlorure sur un filtre, et on le lave avec de l'eau bouillante jusqu'à ce que la liqueur ne se trouble plus par l'eau de chaux. Il est évident que, préparé ainsi, le proto-chlorure ne peut plus contenir de sublimé corrosif. »

Propriétés. Le proto-chlorure de mercure est blanc, insipide, volatil sans décomposition, insoluble dans l'eau : il jaunit et finit même par noircir au contact de la lumière; l'air ne le décompose pas. Il est insoluble dans l'acide chlorhydrique, soluble dans la solution de chlore qui le fait passer à l'état de bi-chlorure. L'acide sulfurique bouillant le décompose en donnant naissance à du gaz acide sulfureux, du sulfate de bi-oxyde de mercure et du bi-chlorure (Vogel). Les acides sulfurique et iodhydri-

que le convertissent, dans le premier cas, en sulfure, et dans le second en proto-iodure; les solutions de potasse, de soude, de chaux, etc., en opèrent la décomposition, et en séparent du protoxyde noir de mercure, qui se décompose lui-même en bi-oxyde et en mercure métallique. Le phosphore lui enlève le chlore à l'aide de la chaleur, et se transforme en proto-chloride de phosphore. L'iode s'empare d'une portion de son métal, et le transforme en bi-chlorure en passant lui-même à l'état de bi-iodure (Planche et Soubeiran). — Il est formé de 85,1 de mercure (1 at.) et de 14,19 de chlore (1 at.) = Hg Ch.

Usages médicaux. Le calomel, administré à la dose de 5 à 15 grains, agit comme purgatif; donné à la dose de 1 à 5 grains, en pilules, il est absorbé, et il agit alors à la manière des préparations mercurielles. Outre ses usages comme purgatif, on l'emploie encore comme anti-syphylitique et anti-vermineux. Incorporé dans de l'axonge, il sert à composer des pommades anti-herpétiques.

Bi-chlorure de mercure.

Ce composé, désigné depuis long-temps sous les noms de *sublimé corrosif*, *muriate oxygéné de mercure*, est toujours un produit de l'art. On le prépare de la manière suivante: on commence par faire bouillir un mélange de cinq parties d'acide sulfurique et de quatre parties de mercure métallique, et on entretient l'ébullition jusqu'à ce que les neuf parties soient réduites à cinq; alors la masse est presque entièrement formée de sulfate de bi-oxyde de mercure. La théorie de cette opération est facile à concevoir : la moitié de l'acide sulfurique se décompose en acide sulfureux qui se dégage, et en oxygène qui s'unit au métal et le transforme en bi-oxyde; celui-ci s'unit de son côté à l'autre moitié d'acide sulfurique, et donne naissance à du sulfate de bi-oxyde de mercure. — On dessèche ce sel, et on le mêle intimement avec quatre parties de sel marin (chlorure de sodium), décrépité et pulvérisé, et une partie de bi-oxide de manganèse. Ce mélange est introduit dans des matras de verre à fond plat que l'on chauffe peu à peu au bain de sable. L'opération dure quinze ou dix-huit heures. A l'aide de la chaleur, l'oxyde de manganèse transforme, par une partie de son oxygène, les petites quantités de sulfate de protoxyde qui peuvent se trouver dans le mélange, en sulfate de bi-oxyde; celui-ci réagit à son tour sur le chlorure de sodium, et donne naissance, par double décomposition, à du sulfate de soude, qui reste dans le fond du matras avec l'oxyde de manganèse, et à du bi-chlorure de mercure, qui se sublime à la voûte et dans le col de l'appareil.

On voit que la théorie de cette opération est absolument semblable à celle de la préparation du calomel par le troisième procédé. Mais comme, dans l'action de l'acide sulfurique sur le métal, on emploie un excès d'acide, il en résulte que le mercure se trouve transformé en bi-oxyde, et que le sel est un sulfate au *maximum*. Or le bi-oxyde, contenant deux fois autant d'oxygène que le protoxyde, exige deux fois autant de chlorure de sodium que ce dernier, pour que la réaction soit complète; par conséquent, le composé qui se forme doit contenir deux fois autant de chlore que le proto-chlorure.

Propriétés. Le bi-chlorure de mercure est blanc, satiné, cristallisable en prismes tétraèdres aplatis. Il entre en fusion à une température peu élevée; il est très-volatil; il se dissout dans seize parties d'eau froide et trois parties d'eau bouillante; il est beaucoup plus soluble dans l'alcool; 7 parties de ce liquide froid dissolvent 3 parties de bi-chlorure; la même quantité (7 parties) d'alcool bouillant dissolvent 6 parties de ce composé. L'éther sulfurique le dissout aussi et l'enlève à l'eau. Les acides augmentent sa solubilité dans l'eau sans l'altérer; l'acide chlorhydrique en dissout beaucoup et le transforme en *chlorhydrate de bi-chlorure*; l'acide sulfhydrique, employé en excès, le transforme en bi-sulfure. Exposé pendant long-temps à l'action de l'air, il devient opaque et pulvérulent à sa surface. — La plupart des corps simples qui ont de l'action sur le proto-chlorure décomposent aussi le bi-chlorure. Les oxydes de potassium, de sodium, de calcium, etc., versés dans une solution de sublimé corrosif, en séparent du bi-oxyde de mercure hydraté qui se précipite en flocons jaunes. La solution de bi-chlorure qui a été précipitée par l'eau de chaux est désignée sous le nom d'*eau phagédénique*. On la prépare, en dissolvant 32 grains de bi-chlorure de mercure dans 1 livre d'eau de chaux.— L'ammoniaque produit dans la solution de bi-chlorure un précipité blanc qui est un *oxy-chlorure ammoniacal*. La solution

de bi-chlorure de mercure se comporte avec les réactifs, comme les sels de bi-oxyde de mercure (*voyez* plus bas). — La solution faite dans les proportions de 8 grains de sublimé pour 1 livre d'eau distillée porte le nom de *liqueur de Van-Swieten*. — Presque toutes les substances organiques peuvent à la longue décomposer le sublimé corrosif et le convertir en proto-chlorure ; la présence des chlorures alcalins prévient cet effet, et donne de la stabilité au sublimé corrosif, en le transformant en chlorure double. — Mis en contact avec du blanc d'œuf, le sublimé corrosif s'y combine sur-le-champ, et forme un composé insoluble tout-à-fait sans action sur l'économie ; c'est en raison de cette propriété que le blanc d'œuf est employé comme antidote de l'empoisonnement par le sublimé corrosif ; mais il faut que l'administration du contre-poison suive de près l'empoisonnement ; il faut en même temps exciter le vomissement et provoquer quelques selles par des lavements (Orfila).

Le bi-chlorure de mercure est formé de 74,04 de métal (1 at.) et de 25,96 de chlore (2 at.) = $Hg\ Ch^2$.

Usages. Le sublimé corrosif a été proposé pour conserver les pièces anatomiques. — Il est très-fréquemment employé en médecine pour combattre les maladies vénériennes constitutionnelles. Son administration réclame beaucoup d'attention et de prudence : on le donne en pilules, qui contiennent chacune un huitième de grain (de 1 à 4 par jour). La liqueur de Van-Swieten est administrée à la dose d'un gros à un once par jour, et progressivement jusqu'à 4 onces par jour dans du lait ou dans un véhicule mucilagineux. — Les bains de sublimé (4 gros par bain) sont employés avec beaucoup de succès pour combattre certaines affections cutanées anciennes et rebelles. — L'eau phagédénique sert pour toucher les ulcères vénériens.

F. *Mercure et brôme*. Ces deux corps s'unissent en deux proportions, et forment un proto-brômure et un bi-brômure.

Proto-brômure de mercure ($Hg\ Br$). On l'obtient en versant un brômure alcalin dans une dissolution d'azotate de protoxyde de mercure ; il se forme un précipité blanc qui ressemble au calomel par ses propriétés physiques et par la manière dont il se comporte avec les réactifs.

Bi-bromure de mercure ($Hg\ Br^2$). Ce composé se forme quand on expose le mercure à l'action du brôme. Il est blanc, fusible, volatil, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther : les acides azotique et sulfurique le décomposent à chaud et en dégagent du brôme.

G. *Mercure et iode*. L'iode se combine en trois proportions avec le mercure : deux de ces composés répondent aux deux oxydes et aux deux chlorures.

Proto-iodure de mercure (*iodure vert*). On l'obtient en précipitant une dissolution bien neutre, et un peu étendue, d'azotate de protoxyde de mercure par l'iodure de potassium. — On le prépare mieux en faisant digérer dans l'eau chaude un mélange de proportions égales de proto-chlorure de mercure et d'iodure de potassium. — Cet iodure est solide, vert, insoluble dans l'eau, décomposable par l'acide iodhydrique et les iodures basiques, en mercure très-divisé et en bi-iodure qui se dissout. — Il est formé de 61,6 de mercure (1 at.) et de 38,4 d'iode (1 at.) = $Hg\ I$.

Sesqui-iodure de mercure (*iodure jaune*). Ce composé a été pendant longtemps confondu avec le précédent : c'est à M. Boullay que l'on en doit la distinction. — Le moyen le plus simple pour le préparer consiste à former un sesqui-iodure de potassium, et à l'employer pour précipiter de l'azotate de protoxyde de mercure ; on lave le précipité à l'alcool, qui dissout la petite quantité d'iodure rouge qu'il peut contenir, et n'attaque pas l'iodure jaune. — Il est composé de 51,9 de mercure (2 at.) et de 48,1 d'iode (3 at.) = $Hg^2\ I^3$.

Bi-iodure de mercure (*iodure rouge*). On peut préparer cet iodure directement, en triturant le mercure avec un excès d'iode, et lavant la masse avec de l'alcool pour enlever l'iode non combiné. — Il se prépare mieux par voie de double décomposition, en versant une solution d'iodure de potassium dans celle de bi-chlorure de mercure. Pour que le bi-iodure que l'on veut obtenir soit pur, il faut mêler exactement une proportion de sublimé corrosif et une proportion d'iodure de potassium, ou bien un léger excès de ce dernier. — Cet iodure est d'un très-beau rouge ; il est fusible et volatil ; ses vapeurs se condensent en paillettes jaunâtres, qui reprennent leur couleur rouge au bout de quelque temps. — Il n'est pas sensiblement soluble dans l'eau ; il est au contraire soluble dans

l'alcool, les acides iodhydrique et chlorhydrique, ainsi que dans les iodures et les chlorures solubles; à l'aide de ces dissolvants, on peut l'obtenir en cristaux plus ou moins volumineux. — Il est composé de 44,5 de mercure (1 at.) et de 55,5 d'iode (2 at.) = $Hg\ I^2$.

Usages. Ces différents iodures, et surtout l'iodure jaune, sont employés avec succès dans le traitement des affections vénériennes et scrofuleuses; c'est à M. Biett que l'on doit leur introduction dans la matière médicale.

H. *Mercure et cyanogène.* Le mercure ne s'unit pas au cyanogène gazeux. On prépare le CYANURE DE MERCURE en faisant bouillir pendant quelques minutes, dans un ballon de verre, un mélange de huit parties d'eau, deux parties de bleu de Prusse pulvérisé, et une partie de bi-oxyde de mercure. Rappelons-nous que le bleu de Prusse est un composé de proto-cyanure et de sesqui-cyanure de fer (*voyez* page 189). Le bi-oxyde de mercure cède tout son oxygène au fer du bleu de Prusse, et le transforme en sesqui-oxyde de fer. De leur côté, le mercure et le cyanogène entrent en combinaison et donnent naissance au cyanure de mercure. Après quelques instants d'ébullition, la liqueur perd sa couleur bleue et devient jaune; alors on la filtre et on l'évapore pour obtenir le cyanure cristallisé. Comme il retient encore un peu de fer, il faut le dissoudre de nouveau, le faire bouillir avec du bi-oxyde de mercure jusqu'à ce qu'il ne laisse plus précipiter d'oxyde de fer, puis saturer l'excès de bi-oxyde de mercure par l'acide cyanhydrique. — D'après MM. Chevalier et Lonchamps, on peut obtenir du cyanure de mercure plus économiquement, en décomposant le cyanure jaune de potassium et de fer (prussiate de potasse) par l'acide sulfurique, à l'aide de la chaleur, et faisant arriver l'acide cyanhydrique qui se dégage, sur du bi-oxyde de mercure réduit en poudre très-fine et délayé dans l'eau.

Propriétés. Il est solide, blanc, inodore, très-styptique, soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid. Celui qui est neutre cristallise en longs prismes quadrangulaires coupés obliquement. Si on le fait bouillir avec du bi-oxyde de mercure, il devient très-alcalin. Soumis à l'action d'une chaleur modérée, le cyanure neutre, parfaitement sec, noircit, laisse dégager du cyanogène et un peu d'azote; le résidu est composé de mercure métallique et d'une matière noire, formée de charbon azoté. Lorsque ce sel est humide, l'eau qu'il contient est décomposée; ses éléments s'unissent à ceux du cyanogène, et donnent naissance à de l'acide carbonique, de l'ammoniaque, de l'acide cyanhydrique, et à une petite quantité de cyanogène. Il est donc bien nécessaire de dessécher le cyanure de mercure, lorsqu'on veut préparer du cyanogène (*voyez* CYANOGÈNE, page 44.) — Le cyanure de mercure est inaltérable à l'air; sa solution aqueuse n'est précipitée ni par la potasse, ni par l'ammoniaque, ni par le sesqui-sulfate de fer. L'acide chlorhydrique, en excès, le décompose en donnant naissance à un peu d'acide cyanhydrique, à un chlorure double de mercure et d'ammoniaque, et à de l'acide formique. L'acide sulfhydrique précipite du sulfure noir de mercure, de la solution du cyanure. Les acides sulfurique et azotique n'agissent sur ce composé qu'en le dissolvant.

Le cyanure de mercure est composé de 20, 1 de cyanogène, et de 79, 9 de mercure. On s'en sert pour la préparation du cyanogène et de l'acide cyanhydrique. — On l'a proposé pour combattre les affections vénériennes. — Il est très-vénéneux.

I. *Amalgames.* On désigne, sous le nom d'amalgame, les combinaisons du mercure avec les métaux. Ces amalgames sont décomposés par la chaleur; plusieurs sont fusibles à la température ordinaire. Parmi les amalgames employés, nous citerons: 1° l'*amalgame d'étain*, que l'on emploie pour étamer les glaces, opération qui consiste à verser du mercure sur une lame d'étain étendue horizontalement, à appliquer la glace dessus, et à la charger de poids pour la faire adhérer à l'amalgame; — 2° l'*amalgame de bismuth*, dont on se sert pour étamer la surface interne des bouteilles et globes de verre: il est formé de quatre parties de mercure et d'une partie de bismuth; on le verse fondu dans les vases que l'on veut étamer, après avoir chauffé ceux-ci pour les sécher, et on l'agite pour le disséminer sur toute la surface intérieure, à laquelle il adhère par le refroidissement; — 3° les *amalgames d'or et d'argent* que l'on forme dans l'extraction de ces métaux par l'amalgamation (*voyez* ARGENT et OR, page 110.)

OXY-SELS DE PROTOXYDE DE MERCURE.

Caractères distinctifs. Les sels de protoxyde de mercure sont blancs à l'état

neutre; leur saveur est métallique et très-désagréable. La solution de ces sels est précipitée : 1° en blanc par le cyanure jaune de potassium et de fer ; — 2° en noir par la potasse, la soude et l'ammoniaque ; — 3° en blanc par l'acide chlorhydrique et les chlorures alcalins (proto-chlorure de mercure) ; — 4° en blanc par l'acide sulfurique et les sulfates alcalins (sulfate de protoxyde) ; — 5° en noir par l'acide sulfhydrique et les sulfures alcalins (sulfure de mercure) ; — 6° en rouge par le chromate de potasse (chromate de protoxyde) ; — 7° en jaune-verdâtre par l'iodure de potassium (mélange de proto-iodure et de sesqui-iodure de mercure) ; — 8° les carbonates alcalins y forment un précipité blanchâtre qui noircit par l'ébullition ; — 9° enfin une lame de cuivre en sépare du mercure qui se précipite sur la lame et la blanchit. Ce caractère est fort bon.

SULFATE DE PROTOXYDE DE MERCURE. On peut le former en faisant chauffer une partie de mercure avec une demi-partie d'acide sulfurique étendu dans son poids d'eau (*voyez*, pour la théorie, page 53, ACIDE SULFUREUX.) — Mais, de cette manière, il est assez rare que le sel ne contienne pas une petite quantité de sulfate de bi-oxyde. Pour l'avoir pur, il faut le préparer par double décomposition d'un sulfate soluble et de l'azotate de protoxyde de mercure ; il se précipite alors en poudre blanche. — Il est blanc, pulvérulent, presque insipide, soluble seulement dans 500 parties d'eau froide et dans 287 parties d'eau bouillante, indécomposable par ce liquide. Exposé à l'action du feu, il se décompose en partie et fournit de l'oxygène, de l'acide sulfureux et du mercure métallique.

AZOTATE DE PROTOXYDE DE MERCURE. On le prépare en faisant bouillir l'acide azotique avec un excès de mercure, retirant la liqueur du feu lorsqu'elle commence à se troubler, puis la décantant du dépôt qui s'est formé et de l'excès de mercure, et la laissant refroidir pour obtenir l'azotate cristallisé. — Ce sel est blanc, d'une saveur âcre et très-styptique ; il rougit la teinture de tournesol ; l'eau froide le décompose en *sous-azotate* insoluble et en *azotate acide* soluble. L'eau chaude produit le même effet ; mais alors le précipité est jaune-verdâtre, et contient plus de protoxyde que le sous-azotate obtenu avec l'eau froide ; il est connu dans les pharmacies sous le nom de *turbith nitreux*. Quant à la liqueur qui contient l'azotate acide, on la désigne sous les noms d'*eau mercurielle*, *remède du capucin*, *remède du duc d'Antin*. Chauffé dans un matras, il se décompose et fournit pour résidu du bi-oxyde de mercure (*voyez* page 220).

Quand on veut faire dissoudre l'azotate de protoxyde de mercure dans l'eau pour les besoins de la médecine ou de la chirurgie, on est obligé d'ajouter de l'acide azotique à l'eau. C'est ce solutum que l'on nomme communément *nitrate acide de mercure*. On s'en sert comme caustique. — L'azotate neutre et cristallisé est formé de 74,54 de protoxyde de mercure (1 atome), de 19,09 d'acide (1 atome), et de 6,37 d'eau (4 atomes).

Les autres sels de protoxyde de mercure sont peu importants à connaître.

OXY-SELS DE BI-OXYDE DE MERCURE.

Caractères distinctifs. Ces sels sont blancs lorsqu'ils sont neutres ou acides, jaunâtres quand ils sont basiques ; leur saveur est âcre, styptique, métallique et très-désagréable. La solution de ces sels est précipitée : 1° en blanc par le cyanure jaune de potassium et de fer (cyanure de mercure ferrugineux) ; — 2° en jaune par la potasse et la soude (bi-oxyde hydraté) ; — 3° en blanc par l'ammoniaque (oxy-chlorure ammoniacal) ; — 4° en jaune-orangé par l'acide sulfhydrique et les sulfures alcalins : ce précipité (bi-sulfure de mercure) devient blanc très-promptement si le réactif est employé en petite quantité, et noir dans le cas contraire ; — 5° en jaune-rougeâtre par le chromate de potasse (chromate de bi-oxyde) ; — 6° en rouge par l'iodure de potassium (bi-iodure de mercure) ; — 7° les carbonates de potasse ou de soude y forment un précipité rougeâtre, et le carbonate d'ammoniaque un précipité blanc ; — 8° un excès de proto-chlorure d'étain, non acide, occasionne dans cette solution un précipité de mercure métallique et de bi-oxyde d'étain ; — 9° enfin une lame de cuivre, plongée dans cette solution, est immédiatement blanchie par du mercure métallique.

Ces différents caractères ne permettent pas de confondre ces sels avec ceux de protoxyde.

SULFATE DE BI-OXYDE DE MERCURE. On le prépare en faisant chauffer le mercure avec un excès d'acide sulfurique concentré. La réaction est la même que dans la préparation du sulfate de protoxyde ;

mais comme l'acide sulfurique est en excès, le mercure passe à l'état de bi-oxyde (*voyez*, pour la théorie, page 223, BI-CHLORURE DE MERCURE). — Ce sel se présente sous forme d'une masse blanche, rougissant la teinture de tournesol, attirant légèrement l'humidité de l'air, susceptible d'être décomposée par l'eau, en sous-sulfate insoluble qui se précipite en poudre jaune, et en sulfate acide très-soluble. L'eau chaude produit cet effet instantanément. On donne le nom de *turbith minéral* au sous-sulfate qui se forme dans cette circonstance. Le turbith est décomposé, par la chaleur, en oxygène, acide sulfureux et mercure métallique; il ne se dissout que dans 2000 parties d'eau froide; on l'employait autrefois en médecine comme émétique et diaphorétique; mais il est aujourd'hui presque inusité; on le fait cependant entrer dans la composition de quelques pommades anti-herpétiques.

AZOTATE DE BI-OXYDE DE MERCURE. On peut le préparer, soit en dissolvant le bi-oxyde de mercure dans l'acide azotique, soit en faisant bouillir le mercure avec un excès de cet acide, en ayant soin de continuer l'ébullition jusqu'à ce qu'elle ne précipite plus la solution de chlorure de sodium. Quand on est arrivé à ce point, on évapore la dissolution en consistance sirupeuse, et on l'abandonne à elle-même; elle ne tarde pas à cristalliser en une masse confuse formée d'un grand nombre d'aiguilles blanches.—Ce sel est blanc, il rougit la teinture de tournesol; lorsqu'on le chauffe, il se décompose comme l'azotate de protoxyde, et laisse du bi-oxyde de mercure pour résidu. L'eau froide le décompose en azotate très-acide, soluble et incolore, et en sous-azotate insoluble. — Ce sel entre dans la composition de la pommade citrine; les doreurs en font usage pour appliquer l'or et l'argent sur le cuivre; on s'en sert pour feutrer les peaux de lièvre et de lapin, etc.

Les autres sels de bi-oxyde de mercure offrent peu d'intérêt.

§ XIX. *Combinaisons de l'argent.*

A. *Argent et oxygène.* On connaît deux oxydes d'argent : un protoxyde et un peroxyde.

PROTOXYDE D'ARGENT.

On le prépare en dissolvant l'argent dans l'acide azotique faible, et traitant cette dissolution par la potasse caustique; il se forme un précipité olive de protoxyde d'argent hydraté, que l'on doit laver et dessécher à une très-douce chaleur. — Cet oxyde est pulvérulent, brun-olivâtre, insipide, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'ammoniaque et dans l'acide azotique, réductible au-dessous de la chaleur rouge, et par une longue exposition à la lumière; projeté sur des charbons ardents, il active leur combustion et se réduit avec rapidité. L'acide chlorhydrique le décompose et le transforme en chlorure d'argent. L'eau oxygénée, acidulée par un peu d'acide azotique, le décompose en partie avec une vive effervescence, et un dégagement d'oxygène; une partie de cet oxyde se dissout. — Il est formé de 93, 11 d'argent (1 atome), et de 6, 89 d'oxygène (1 atome) = Ag O.

Le protoxyde d'argent s'unit facilement aux acides.

PEROXYDE D'ARGENT.

Il a été découvert par Ritter. On le prépare en décomposant, par la pile, une solution d'azotate d'argent très-étendue d'eau; il se dépose sur le conducteur du pôle positif, en longues aiguilles qui s'entre-croisent et sont douées de l'éclat métallique. Le conducteur de la pile doit être en or ou en platine. Il est très-facilement décomposable par les acides, par l'ammoniaque et même par le choc du marteau. — Il ne s'unit pas aux acides.

B. *Argent et phosphore.* On peut préparer un PHOSPHURE D'ARGENT en projetant des morceaux de phosphore sur de l'argent chauffé au rouge, ou bien en calcinant un mélange d'acide phosphorique, de charbon et de limaille d'argent. Il est brillant, cassant, grenu, plus fusible que l'argent; une haute température le décompose. Lorsqu'il vient d'être fondu, il laisse dégager, en se refroidissant, des jets de phosphore qui brûlent à l'air (Pelletier).

C. *Argent et soufre.* Le SULFURE D'ARGENT existe assez abondamment dans la nature; c'est de ce composé que l'on extrait la plus grande partie de l'argent qui est en circulation; il est presque toujours mélangé au sulfure de plomb. On le trouve en Saxe, en Hongrie, en Transylvanie, en Amérique, etc.

L'argent a une si grande affinité pour le soufre, qu'il s'y combine toutes les

fois qu'il se trouve en contact avec des émanations sulfureuses. On sait, en effet, que l'argent noircit lorsqu'on l'expose à la vapeur des fosses d'aisance, ou près des eaux sulfureuses ; dans ces circonstances, l'argent décompose le gaz acide sulfhydrique et donne naissance à du sulfure d'argent. Le même effet se produit lorsqu'on fait cuire des œufs dans des plats d'argent, ou en contact avec des cuillers et des fourchettes de ce métal ; le soufre, qui fait partie constituante des œufs, se combine à l'argent, et forme un sulfure qui noircit la surface du métal.

On peut préparer le sulfure d'argent, soit en chauffant dans un creuset fermé deux parties d'argent en limaille et une partie de soufre, soit en faisant passer un courant d'acide sulfhydrique dans une solution d'azotate d'argent. Dans ce dernier cas, il se précipite en flocons noirs.

Propriétés. Le sulfure d'argent est solide, gris-noirâtre, ductile, plus fusible que l'argent, susceptible de cristalliser en cubes ou en octaèdres, décomposable, à une température élevée, en soufre et en argent, sans action sur l'oxygène à la température ordinaire, absorbant ce gaz à l'aide de la chaleur et se transformant alors en gaz acide sulfureux et en argent métallique.— Il est formé de 87,05 d'argent (1 at.) et de 12,95 de soufre (1 at.) $= Ag\,S$.

D. *Argent et sélénium.* L'argent noircit sous l'influence des vapeurs de sélénium et par le contact de l'acide sélénhydrique et de l'acide sélénieux; ces deux corps ont donc beaucoup d'affinité l'un pour l'autre. On connaît deux séléniures d'argent.

Le PROTO-SÉLÉNIURE correspond au protoxyde d'argent, et se prépare en décomposant l'azotate d'argent par l'acide sélénhydrique. Il est fusible et un peu malléable.

Le BI-SÉLÉNIURE se prépare en faisant fondre le métal avec un excès de sélénium et chassant cet excès par la chaleur. Il est gris.

E. *Argent et chlore.* Le CHLORURE D'ARGENT existe dans la nature ; il est assez commun dans les mines d'argent ; on le trouve aussi disséminé dans les argiles ferrugineuses ; il cristallise en cubes. — On peut obtenir le chlorure artificiel en faisant agir le chlore sur l'argent à l'aide de la chaleur : il y a combinaison sans dégagement de lumière, et formation d'une masse blanche qui est le chlorure d'argent. — On le prépare plus facilement en précipitant un sel d'argent soluble, par le chlorure de sodium ; il se forme alors des flocons blancs, caillebottés, insipides, insolubles dans l'eau et les acides, mais solubles dans l'ammoniaque. Lorsqu'on expose ce précipité à la lumière, il passe rapidement au violet. Dans cet état, il contient moins de chlore, et l'eau qui le surnage contient de l'acide chlorique et de l'acide chlorhydrique qui proviennent de la décomposition de l'eau par un peu de chlore (Gay-Lussac). Le chlorure d'argent est peu soluble dans les acides forts, excepté dans l'acide chlorhydrique concentré, qui en dissout beaucoup. Exposé à une température de $+ 260°$, il entre en fusion et se prend, par le refroidissement, en une masse grise, demi-transparente, ayant la consistance et l'aspect de la corne, et désignée autrefois sous le nom d'*argent corné*.— Le fer et le zinc le décomposent à une température peu élevée, même sous l'eau, absorbent le chlore et se transforment en chlorures solubles. Le plomb et l'antimoine le décomposent aussi, mais à une température plus élevée. L'hydrogène le réduit avec rapidité ; on peut en faire l'expérience en mettant dans l'eau un mélange de chlorure d'argent et de zinc en limaille, et traitant le tout par l'acide sulfurique ; il y a décomposition de l'eau par cet acide et par le zinc, dégagement d'hydrogène qui s'empare du chlore, et mise à nu de l'argent (Arfwedson). Ce moyen est employé dans les laboratoires lorsqu'on veut avoir de l'argent très-pur et très-divisé. — Les alcalis décomposent le chlorure d'argent à une température élevée ; il y a dégagement d'oxygène, formation d'un chlorure alcalin et réduction du métal. — Le moyen le plus simple pour opérer cette réduction et retirer l'argent du chlorure, consiste à le placer dans un vase de fonte ou de zinc bien décapés, et à le recouvrir d'eau ; la décomposition du chlorure marche rapidement par suite de l'action du zinc ou du fer.

Le chlorure d'argent est formé de 75, 34 d'argent (1 at.) et de 24, 66 de chlore (2 at.) $= Ag\,Ch^2$.

F. *Argent et brôme.* On prépare le BRÔMURE D'ARGENT en traitant la solution d'azotate d'argent par celle de brômure de potassium : il se forme un précipité caillebotté, blanc-jaunâtre, qui se com-

porte avec les réactifs comme le chlorure d'argent.

G. *Argent et iode.* L'IODURE D'ARGENT se prépare comme le chlorure et le brômure, en précipitant un sel d'argent par l'acide iodhydrique ou par un iodure soluble. Il se présente alors sous forme de flocons légèrement jaunes, qui sont insolubles dans l'eau, dans les acides, et même dans l'ammoniaque. Lorsqu'il est desséché et chauffé au-dessous du rouge, il entre en fusion et prend une couleur rougeâtre. — Vauquelin a découvert un iodure d'argent naturel, dans une mine d'argent natif de Mexico.

H. *Alliage d'argent et de cuivre.* L'argent et le cuivre forment des alliages qui conservent la couleur blanche, même lorsque les deux métaux sont unis à parties égales. On forme facilement ces alliages par la fusion : le cuivre donne à l'argent plus de dureté et plus de sonorité. — Les proportions de ces deux métaux varient suivant les usages auxquels on destine l'alliage ; c'est à ces proportions, qui sont rigoureusement fixées par les lois de l'état, que l'on donne le nom de *titre de l'argent*. En France, l'argent monnoyé renferme 900 parties d'argent et 100 parties de cuivre sur 1000 parties d'alliage : on exprime ces rapports en disant que la monnaie d'argent est, en France, au titre de $\frac{900}{1000}$. Les bijoux d'argent sont, en France, au titre de $\frac{800}{1000}$; c'est-à-dire que l'alliage dont ils sont formés renferme 800 parties d'argent sur 1000; la vaisselle d'argent est au titre de $\frac{950}{1000}$. La monnaie de *billon* est au titre de $\frac{200}{1000}$ seulement.

La détermination du titre de l'argent est une opération importante, qui sert à établir la valeur commerciale des objets qui sont fabriqués avec cet alliage : cette opération peut se faire par la voie sèche, ou par la voie humide. — Le premier procédé repose sur le peu d'affinité de l'argent pour l'oxygène, et sur la propriété que possède le phosphate de chaux des os, disposé en coupelles, de se laisser pénétrer par les oxydes métalliques tenus en dissolution dans l'oxyde de plomb.

Cette opération est désignée sous le nom de *coupellation*. On l'exécute en plaçant dans la moufle d'un fourneau à réverbère une petite coupelle faite en os calcinés, broyés et lavés. Lorsque la température de la moufle et de la coupelle est au rouge-blanc, on porte dans celle-ci, à l'aide d'une pince, dix grammes de plomb pur, qui ne tarde pas à entrer en fusion ; puis on y ajoute environ un gramme de l'alliage que l'on veut essayer. Cet alliage entre aussi en fusion et s'unit au plomb, de manière à former un alliage triple. Mais bientôt le plomb et le cuivre s'oxydent, s'unissent ensemble, forment une sorte de matière vitreuse qui est absorbée par les parois de la coupelle. L'argent, débarrassé des métaux qui lui étaient combinés, reste dans la coupelle sous forme d'un petit bouton sphérique. — Le plomb que l'on ajoute à l'argent que l'on veut essayer ne sert qu'à dissoudre le cuivre oxydé. Je viens de dire tout à l'heure qu'il fallait dix grammes de plomb pour analyser un gramme d'alliage ; j'ai supposé que cet alliage était au titre de $\frac{800}{1000}$. Cette quantité doit varier suivant les quantités relatives d'argent et de cuivre de l'alliage. L'expérience a prouvé qu'il fallait 3 parties de plomb pour l'essai de l'argent à $\frac{950}{1000}$, 7 pour l'argent à $\frac{900}{1000}$, 12 pour l'argent à $\frac{700}{1000}$, 14 pour celui à $\frac{600}{1000}$, 16 pour la monnaie de billon à $\frac{200}{1000}$, etc.

Le bismuth peut remplacer le plomb dans la coupellation. Les expériences de M. Chaudet prouvent qu'il faut moins de bismuth que de plomb, et qu'à de légères nuances près, le rapport demeure le même entre ces deux métaux pour tous les alliages ; c'est à peu près le rapport de 2 à 3.

Pendant l'essai de l'argent il se produit plusieurs phénomènes : lorsque l'oxydation commence, le plomb laisse exhaler des fumées d'oxyde, et la coupelle absorbe celui qui n'est pas entraîné par le courant d'air : le bain métallique prend un mouvement continuel qui favorise singulièrement l'oxydation. A mesure que le plomb s'oxyde, l'alliage diminue de volume ; sa surface, d'abord plane, devient de plus en plus convexe, et se recouvre d'une foule de gouttelettes d'oxyde qui ont une apparence huileuse. Si alors on ramène la coupelle sur le devant de la moufle, on voit que les gouttelettes continuent à se produire, et qu'elles présentent un mouvement qui s'accélère de plus en plus, jusqu'au moment où elles disparaissent tout d'un coup ; elles sont remplacées par les couleurs irisées les plus vives. L'apparition de ces couleurs ne dure qu'un instant, et bientôt le bouton métallique perd son éclat, reste sombre pendant très-peu de temps, et reprend tout-à-coup cet éclat en passant au rouge. Ce dernier phénomène, que les essayeurs désignent sous

le nom d'*éclair*, indique que l'opération est terminée. — Alors on ferme l'ouverture de la moufle, on laisse refroidir l'appareil, puis on retire la coupelle, pour enlever le bouton d'argent, que l'on brosse et que l'on pèse. Son poids indique la quantité d'argent pur qui se trouvait contenu dans l'alliage.

J'ai dit un peu plus haut que l'on pouvait essayer l'argent par la voie humide. Ce procédé, qui est dû à M. Gay-Lussac, repose sur l'entière insolubilité du chlorure d'argent. Voici la marche de l'opération : On dissout un gramme de l'argent à essayer dans l'acide azotique; on verse la dissolution dans un flacon bouché à l'émeri, et l'on ajoute une solution de sel marin en quantité exactement égale à celle qui serait nécessaire pour précipiter tout l'argent que l'alliage doit contenir; on secoue vivement le flacon pendant quelques minutes, et l'on voit tout le chlorure d'argent se pelotonner et la liqueur devenir limpide. Il est évident que si, après l'opération, la liqueur ne contient ni sel marin ni azotate d'argent, l'alliage est bon; si au contraire cette liqueur renferme un excès de sel marin, c'est une preuve que l'alliage n'était pas aussi riche en argent qu'il devait l'être; on peut alors doser la liqueur avec une dissolution d'argent titrée que l'on verse peu à peu. Si le liquide renferme un excès d'azotate d'argent, l'alliage était plus riche en argent que ne le comportait son titre; et il est facile de doser cet excès à l'aide d'une dissolution titrée de sel marin.

Partant de ces principes, admettons que l'on prenne une quantité d'alliage devant contenir 0 gr. 500 d'argent, et qu'après l'avoir fait dissoudre dans l'acide azotique, on y ajoute une dissolution de sel marin pesée avec soin, et contenant 0,27136 de sel marin, la précipitation sera complète, si l'alliage est exact, parce que la quantité de chlore contenue dans 0,27136 de sel, est exactement celle qui est nécessaire pour transformer en chlorure d'argent 0,500 de ce métal. Si l'alliage n'est pas fait dans les proportions légales, il restera un excès de sel marin ou un excès de sel d'argent. Si c'est le premier qui domine, on ajoute, au moyen d'un tube gradué très-étroit, de l'azotate d'argent titré, jusqu'à ce que la liqueur en soit dépouillée. On retranche de 0,500 la quantité d'argent que l'on a ajoutée, et le reste représente le titre de l'alliage; si, par exemple, la quantité d'argent faisant partie de l'azotate que l'on a versé dans la liqueur est de 0,030, il est évident que l'alliage ne contenait que 0,470 d'argent. — Si l'on a, au contraire, un excès d'argent dans la liqueur, on y verse une dissolution très-faible de sel marin titré, au moyen d'un tube gradué, et l'on s'arrête dès que la précipitation est complète. Ajoutant alors à 0,500 la quantité d'argent qui est représentée par le chlorure d'argent qui s'est précipité, on arrive facilement à la connaissance du titre de l'alliage.

Amalgame d'argent. Cet amalgame, que l'on emploie pour argenter le cuivre et le laiton, se prépare en faisant rougir une partie d'argent grenaillé, le projetant dans douze parties de mercure échauffé un peu au-dessous de son point d'ébullition, et comprimant ensuite le tout dans une peau de chamois, de manière à en séparer l'excès de mercure. — Il est mou, blanc, brillant, décomposable à une chaleur rouge-obscure. — Pour argenter le cuivre, on commence par frotter ce métal avec une solution d'azotate de mercure, on y applique l'amalgame, puis on chauffe la pièce dans un fourneau particulier; lorsque le mercure est volatilisé, on frotte cette pièce sous l'eau avec une brosse un peu rude, et on la brunit ensuite.

OXY-SELS DE PROTOXYDE D'ARGENT.

Caractères distinctifs. Les sels de protoxyde d'argent sont généralement blancs à l'état neutre, et jaunâtres lorsque le sel est avec excès de base; ils sont insolubles ou peu solubles; leur saveur est métallique, âcre et acerbe; ils brunissent presque tous, quand on les expose à la lumière; lorsqu'on les chauffe au chalumeau, ils sont décomposés et le métal est mis à nu. Ceux qui sont solubles sont précipités : 1° en blanc par le cyanure jaune de potassium et de fer (cyanure d'argent ferrugineux); 2° en blanc avec les carbonates alcalins (carbonate d'argent); 3° en brun clair ou olive, par la potasse et la soude (protoxyde hydraté); l'ammoniaque n'y occasionne aucun trouble, ce qui dépend de ce que ce réactif dissout immédiatement l'oxyde d'argent qu'il sépare de sa combinaison; 4° en blanc par l'acide chlorhydrique, les chlorures solubles et le chlore dissous: ce précipité (chlorure d'argent) est insoluble dans l'eau et dans les acides, so-

luble au contraire dans l'ammoniaque ; il devient violet, puis noirâtre, par une exposition prolongée à l'air ; 5° en noir par l'acide sulfhydrique et les sulfures solubles (sulfure d'argent); 6° en rouge-pourpre par le chromate de potasse (chromate d'argent ; 7° en jaune-serin par les phosphates et les arsénites solubles (phosphate et arsénite d'argent) ; 8° en rouge briqueté par l'arséniate de potasse (arséniate d'argent) ; 9° enfin en plongeant une lame de cuivre dans la solution des sels d'argent, ce métal est réduit, et se précipite sur la lame cuivreuse en petites aiguilles fines, disposées en houppes légères.

Carbonate d'argent. Ce sel existe dans la nature en masse grisâtre ou disséminé à travers d'autres minéraux ; il est très-rare. — On le prépare dans les laboratoires par double décomposition de l'azotate d'argent et d'un carbonate alcalin. Il se précipite en flocons blancs, insolubles, qui noircissent un peu à la lumière ; il est sans usages.

Phosphate d'argent. On l'obtient par double décomposition de l'azotate d'argent et du phosphate de soude ; il se précipite en flocons jaunes-serins insolubles dans l'eau, solubles dans un excès d'acide phosphorique ou azotique.

Sulfate d'argent. On prépare ce sel, soit en traitant l'argent en grenaille par l'acide sulfurique concentré et bouillant, soit en précipitant l'azotate d'argent par le sulfate de soude. La propriété que possède l'argent d'être dissous dans un excès d'acide sulfurique est mise à profit dans les arts pour l'affinage de l'or (*voyez* page 110) ; en effet, en faisant agir cet acide sur un alliage d'or et d'argent, contenant une suffisante quantité de ce dernier, l'or n'est pas attaqué, tandis que l'argent est dissous et transformé en sulfate d'argent, que l'on décompose ensuite en plongeant des lames de cuivre dans la dissolution.

Le sulfate d'argent neutre est blanc, pulvérulent, fusible, insipide, peu soluble dans l'eau, soluble dans l'acide sulfurique, et susceptible de cristalliser par l'évaporation de cette dissolution, en prismes très-fins, blancs et brillants.

Chlorate d'argent. On le prépare en saturant l'acide chlorique étendu d'eau, par le protoxyde d'argent hydraté. Il est soluble dans dix parties d'eau froide ; il peut cristalliser en prismes carrés, terminés par une section oblique dans le sens des deux angles solides du prisme. Exposé à l'action de la chaleur, il entre en fusion, et se décompose ensuite en oxygène et en chlorure d'argent ; il fuse sur les charbons ardents et en active vivement la combustion ; lorsqu'on le triture avec du soufre, il est décomposé avec détonation et dégagement de calorique et de lumière. Le chlore, versé dans la solution de ce sel, le décompose ; il y a dégagement d'oxygène provenant de l'oxyde d'argent, formation de chlorure d'argent insoluble et mise en liberté de l'acide chlorhydrique.

Iodate d'argent. D'après MM. Ammermuller et Magnus, il y a trois variétés de ce sel, le *jaune*, l'*orangé* et le *rouge*. Le premier se prépare en dissolvant de l'iodate de soude dans de l'acide azotique étendu d'eau, et traitant cette dissolution par l'azotate d'argent ; il se produit un précipité jaune-verdâtre que l'on lave avec de l'eau aiguisée d'acide azotique, et que l'on redissout ensuite à chaud dans de l'acide azotique faible ; cette dissolution, convenablement évaporée, laisse déposer des cristaux jaunes-paille. Cet iodate est hydraté et basique. — L'iodate orangé se prépare en faisant dissoudre l'iodate jaune dans de l'acide azotique faible, et soumettant la liqueur à l'évaporation, jusqu'à ce qu'elle fournisse à chaud des cristaux orangés. Ce sel est, comme le précédent, hydraté et basique. — L'iodate rouge s'obtient en traitant l'iodate jaune par l'eau chaude ; il est neutre et anhydre.

Azotate d'argent. On prépare ce sel en traitant l'argent par l'acide azotique ; il y a décomposition d'une partie de cet acide, dégagement de bi-oxyde d'azote, et formation d'oxyde d'argent qui s'unit à la portion d'acide azotique qui est restée intacte ; on évapore ensuite la liqueur, et on l'abandonne à elle-même pour que l'azotate cristallise. — On peut préparer ce sel avec l'argent de monnaie, qui est un alliage d'argent et de cuivre au titre de $\frac{900}{1000}$; il se forme alors un mélange d'azotate d'argent et d'azotate de bi-oxyde de cuivre ; en rapprochant la dissolution à siccité jusqu'à la fusion. l'azotate de cuivre est décomposé : il se forme du bi-oxyde de cuivre, ou du moins du sous-azotate, tous deux insolubles : on traite alors la masse par l'eau, qui ne dissout que l'azotate d'argent. — On peut encore purifier ce sel par plusieurs cristallisations successives, ou bien en faisant bouillir la solution des deux azotates avec de l'oxyde d'argent

hydraté qui précipite tout le bi-oxyde de cuivre.

Propriétés. L'azotate d'argent cristallise en lames minces, carrées, brillantes, transparentes, qui ont une forme hexaédrique ou tétraédrique; il est sans action sur l'air, mais il brunit un peu par suite d'une longue exposition à la lumière. Il se dissout dans un poids d'eau froide égale au sien; l'eau bouillante en dissout une plus grande quantité. L'alcool en dissout la dixième partie de son poids. La solution aqueuse de ce sel tache la peau en brun, par suite de la décomposition de l'azotate; ces taches ne disparaissent qu'après la chute de l'épiderme. Exposé au feu dans un creuset d'argent ou de platine, il entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge, et se boursoufle un peu par suite de l'évaporation de la petite quantité d'eau qui est interposée entre ses cristaux. Si, lorsque la fusion est tranquille, on le retire du feu, et qu'on le coule dans une lingotière légèrement échauffée et graissée avec un peu de suif, il se solidifie par le refroidissement et prend la forme de la lingotière; cette forme est le plus souvent celle de petits cylindres. On le désigne alors sous les noms de *pierre infernale*, et de *nitrate d'argent fondu.* La pierre infernale est parfaitement blanche, si on a coulé le sel dans des tubes de verre; elle est au contraire colorée en gris, ou même en noir, si la lingotière, dont on s'est servi, est en fer ou en cuivre. Cette coloration provient de la réduction d'une petite quantité d'argent, par le métal du moule, et de la carbonisation d'une petite partie de suif dont ce moule était graissé, pour empêcher l'adhérence du sel. — Si l'on chauffe fortement l'azotate d'argent, il se décompose en oxygène, acide hypo-azotique et argent métallique. — Le mercure, mis en contact avec la solution d'azotate d'argent, décompose ce sel, et en réduit l'argent; ce métal se précipite sous forme de petits cristaux brillants qui viennent se grouper sur le globule mercuriel, en s'arrangeant à la manière du feuillage d'un arbre. C'est à cette belle cristallisation d'argent que l'on donnait le nom d'*arbre de Diane.* — Lorsqu'on sépare l'oxyde de l'azotate, à l'aide de la potasse et de la soude, et que l'on met cet oxyde, bien lavé, en contact avec une quantité d'ammoniaque liquide suffisante pour former une bouillie très-claire, on obtient, au bout de quelques heures, une masse solide, qui détone avec la plus grande violence au moindre choc: c'est à ce composé que l'on donne le nom d'*argent fulminant.*

Usages. L'azotate d'argent est fréquemment employé comme réactif; on l'a administré en médecine pour combattre l'épilepsie, la danse de St-Guy, certaines névralgies faciales; donné en lavement à la dose d'un à trois grains, il réussit merveilleusement à faire disparaître le ténesme et les selles sanguinolentes, dans la dysenterie: j'ai été plusieurs fois témoin de faits de cette nature dans le service de M. Trousseau, salle St-Paul, à l'Hôtel-Dieu; donné à forte dose, il produit la mort, à la manière des poisons corrosifs. Ce sel est employé à l'extérieur comme escarrotique et dessicatif, pour ronger les chairs fongueuses, cautériser les chancres, dessécher certaines muqueuses qui sont le siége d'écoulements chroniques, et surtout pour combattre les blennorrhagies anciennes. (Ricord). On s'en sert aussi comme anti-diphtéritique dans le traitement du croup, après la trachéotomie (Trousseau). — Ce caustique est d'autant plus précieux, qu'il borne ses effets aux points qui sont touchés, qu'il n'est pas absorbé, et qu'il ne produit dans les tissus sous-jacents qu'une inflammation à peine sensible.

Les autres sels d'argent, tels que le BORATE, les PYRO-PHOSPHATES, l'HYPO-SULFATE, le SULFITE, l'HYPO-SULFITE, le SÉLÉNITE, le BROMATE, l'HYPO-AZOTITE, l'ARSÉNIATE, l'ARSÉNITE, le CHROMATE, etc., offrent peu d'intérêt.

§ XX. *Combinaisons de l'or.*

A. *Or et oxygène.* Il existe deux oxydes d'or.

PROTOXYDE D'OR.

On le prépare en traitant le protochlorure d'or par la potasse caustique; il se précipite en flocons verdâtres. Cet oxyde est si peu stable, qu'il se décompose au bout de peu de temps, même dans l'obscurité, en or métallique et en peroxyde. — Il est formé, d'après M. Berzélius, de 96,13 d'or (2 at.) et de 3,87 d'oxygène (1 at.) = $Au^2 O$.

PEROXYDE D'OR.

On l'obtient facilement en traitant le perchlorure d'or par l'eau de baryte; il y a double décomposition, formation de

chlorure de baryum soluble, et de peroxyde d'or qui se précipite; on recueille ce précipité, on le lave, et on le soumet à l'action de l'acide azotique faible, pour lui enlever la baryte qu'il retient.

Le peroxyde d'or est jaune-rougeâtre à l'état de d'hydrate, brun-noirâtre et pulvérulent lorsqu'il est sec. Il est décomposable, par la lumière et par la chaleur, en oxygène et en or métallique; il est très-peu soluble dans l'acide azotique, tout-à-fait insoluble dans l'acide sulfurique, très-soluble, au contraire, dans l'acide chlorhydrique, avec lequel il forme un perchlorure d'or. Il s'unit facilement à la potasse et à la soude, et paraît jouer à leur égard le rôle d'un acide: de là le nom d'*aurates*, que l'on donne à ces combinaisons. Les aurates sont décomposés par les acides, qui, à l'exception de l'acide chlorhydrique, en précipitent l'oxyde d'or.

Cet oxyde est formé de 89,23 d'or (2 at.) et de 10,77 d'oxygène (3 at.) = $Au^2 O^3$. — Il est sans usages.

B. *Or et phosphore.* Le PHOSPHURE D'OR se prépare, soit en projetant de petits morceaux de phosphore dans le métal en fusion, soit en faisant passer un courant de gaz hydrogène phosphoré dans une solution de chlorure d'or; il se précipite alors sous forme d'une poudre brune, qui, d'après M. Dumas, n'est souvent que de l'or métallique. Le phosphure d'or est solide, blanc-jaunâtre, cassant, susceptible d'être décomposé à une température rouge-blanche.

C. *Or et soufre.* Bien que ces deux corps aient peu d'affinité l'un pour l'autre, on peut cependant les unir en deux proportions.

PROTO-SULFURE D'OR. On l'obtient en décomposant une solution bouillante de perchlorure d'or, par l'acide sulfhydrique; il est solide, brun-noirâtre.

PERSULFURE D'OR. On le prépare au moyen du procédé qui sert à la préparation du proto-sulfure; seulement la solution du perchlorure d'or est à la température ordinaire. Il est solide, jaune foncé.

D. *Or et chlore.* On peut unir ces deux corps en deux proportions,

PROTO-CHLORURE D'OR. On le prépare en chauffant le perchlorure jusqu'à la température de + 200° environ: ce composé perd une partie de son chlore, et passe à l'état de proto-chlorure. Si on chauffe davantage, il se dépose de l'or, par suite de la décomposition d'une partie du proto-chlorure. — Il est solide, jaune-pâle, insoluble dans l'eau, facilement décomposable par la chaleur et même par la lumière. — Il est formé de 84,9 d'or (1 at.) et de 15,1 de chlore (1 at.) = Au Ch.

PERCHLORURE D'OR. Ce composé peut être obtenu directement, en mettant de l'or en feuille en contact avec la solution du chlore; on le prépare plus facilement en dissolvant, à l'aide de la chaleur, une partie d'or dans quatre parties d'eau régale, laissant reposer la dissolution, pour séparer une petite quantité de chlorure d'argent qui s'est formée, si l'on a employé de l'or du commerce; puis évaporant la liqueur jusqu'en consistance sirupeuse, pour volatiliser l'excès d'acide employé. — Le perchlorure d'or se présente en une masse rouge-brunâtre, déliquescente, très-fusible, soluble dans l'eau, communiquant à ce liquide une couleur rouge-jaunâtre plus ou moins foncée, suivant la concentration de la liqueur. — Lorsqu'on chauffe le perchlorure, il se forme d'abord du proto-chlorure, et de l'or métallique, et il se dégage du chlore; si on chauffe davantage, tout le chlore se dégage, et il reste de l'or spongieux et mat. — La solution du perchlorure d'or tache la peau en pourpre, par suite de la décomposition de ce corps au contact de la substance organique. — Il est formé de 65,1 d'or (1 at.) et de 34,9 de chlore (3 at.) = $Au\,Ch^3$.

L'or est précipité de la solution du perchlorure, par beaucoup de corps qui le ramènent à l'état métallique: c'est ainsi qu'agissent l'hydrogène, le charbon, le phosphore, certains métaux, les sels de protoxyde de fer, de protoxyde d'étain, de protoxyde de mercure, etc. Lorsqu'on verse une solution de sulfate de protoxyde de fer dans une dissolution d'or, il se forme un précipité vert-brunâtre d'or métallique très-divisé, mat, qui ne tarde pas à se déposer sous forme de poudre qui ressemble à de l'ocre brune. Dans les arts, on emploie ce moyen pour obtenir l'or très-divisé, qui sert à faire les dorures sur porcelaine. — La solution de proto-chlorure d'étain versée dans la solution d'or, forme un précipité qui est brun, lorsque les liqueurs sont concentrées, et violet, pourpre ou rose, lorsque les solutions sont étendues. C'est à ce précipité que l'on donne le nom de *pourpre de Cassius.* On l'emploie dans les arts pour former les fonds roses ou

pourpres sur la porcelaine, ou pour colorer les émaux en pourpre.

La composition du *pourpre de Cassius* n'est pas très-bien connue. Proust l'a étudié avec soin, et a établi que l'or ne pouvait y être admis à l'état de simple mélange; ce qui le prouve, c'est que, lorsqu'on le broie avec du mercure, il ne donne pas la moindre trace d'amalgame. Lorsqu'on le met en contact avec de l'ammoniaque, il se dissout immédiatement et colore la liqueur en pourpre vif. Cette dissolution peut être étendue d'eau et filtrée sans être altérée; soumise à l'ébullition, l'ammoniaque est dégagée et le pourpre reparaît; enfin, les acides, en saturant l'ammoniaque, font précipiter le pourpre. Tous ces faits prouvent évidemment que, dans le pourpre de Cassius, l'or n'est pas à l'état métallique. Ce qui a pu faire supposer à quelques chimistes que, dans ce composé, l'or était à l'état de pureté et simplement mélangé à d'autres corps, dont la composition n'était pas bien connue, c'est la remarque qui a été faite, pour la première fois, par Macquer, que l'or très-divisé se présente toujours avec une couleur pourpre. — D'après M. Dumas, le pourpre de Cassius peut être envisagé, soit comme un mélange de stannate et d'aurate de protoxyde d'étain, soit comme un stannate double de protoxyde d'étain et d'un oxyde particulier d'or. — A cette dernière hypothèse, on peut objecter que, les oxydes d'or étant facilement décomposés par la chaleur, le pourpre de Cassius serait détruit par une haute température; tandis qu'il résiste parfaitement à la chaleur des fourneaux où l'on cuit la porcelaine. — Ce qui paraît certain, c'est que le pourpre de Cassius sec contient de l'or, de l'étain et de l'oxygène, dans des proportions telles, que l'on pourrait représenter sa composition par 30 parties d'or et 70 parties d'acide stannique; mais on ignore encore l'ordre dans lequel ces éléments sont combinés.

E. *Or et iode.* On prépare l'IODURE D'OR, soit en faisant bouillir de l'or très-divisé dans de l'acide iodhydrique ioduré, ajoutant de l'acide azotique dans la dissolution, pour décomposer l'excès d'acide iodhydrique, et soumettant la liqueur à l'ébullition pour chasser l'iode (Pelletier); soit par double décomposition de l'iodure de potassium et du perchlorure d'or. — Il est jaune, brillant, cristallin, insoluble, susceptible d'être décomposé au-dessous de + 150°. — Il est formé de 61,2 d'or (1 at.) et de 38,8 d'iode (1 at.) = AuI.

F. *Alliage d'or.* Parmi ces alliages, il y en a trois qui méritent une attention particulière; ce sont ceux que ce métal forme avec le cuivre, l'argent et le mercure.

ALLIAGES D'OR ET DE CUIVRE. Le cuivre s'allie en toutes proportions avec l'or, sans en changer la couleur; il lui communique une dureté plus grande. On se sert de ces alliages pour fabriquer la monnaie d'or et les bijoux. On donne le nom de *titre* de l'or, au rapport qui doit exister entre l'or et le cuivre dans les différents alliages de ces deux métaux; on exprime ce titre comme celui de l'argent. En France, les monnaies d'or renferment 900 d'or et 100 de cuivre pour 1000 parties d'alliage; par conséquent leur titre est à $\frac{900}{1000}$. L'alliage qui sert à fabriquer la vaisselle est au titre de $\frac{920}{1000}$; les bijoux sont au titre de $\frac{840}{1000}$ et de $\frac{750}{1000}$. L'alliage des bijoux contenant une grande proportion de cuivre, est exposé à se ternir à l'air; on le nettoie facilement en le passant dans l'ammoniaque caustique, et le lavant ensuite à grande eau.

Pour *essayer* l'or, on emploie un procédé analogue à celui dont on se sert dans l'essai de l'argent par la voie sèche. C'est le procédé que j'ai décrit (page 229) sous le nom de *coupellation*. Mais le cuivre est plus fortement retenu par l'or qu'il ne l'est par l'argent; de sorte qu'il faut deux fois plus de plomb pour coupeller les alliages d'or et de cuivre, que ceux de cuivre et d'argent. Dans presque tous les essais des alliages d'or et de cuivre, on a à vérifier si l'alliage ne contient pas d'argent; je dirai tout à l'heure comment on procède à cette analyse.

Pour essayer les bijoux d'or de petite dimension, tels que bagues, épingles, etc., on se contente le plus souvent de frotter les bijoux sur une pierre noire, très-dure (pierre de touche), de manière à y laisser une petite trace d'or, sur laquelle on passe un peu d'acide azotique faible. L'or au titre de $\frac{750}{1000}$, c'est-à-dire au titre le plus faible, ne change pas de couleur dans cet essai : au contraire cette couleur brunit et s'efface en grande partie, lorsque l'alliage est à un titre plus bas. Cette détermination n'est qu'approximative.

ALLIAGE D'OR ET D'ARGENT. L'or et l'argent se combinent avec facilité; il faut très-peu d'argent pour pâlir la couleur de l'or.

L'alliage qui est formé dans les proportions de 70 parties d'or et de 30 parties d'argent a une couleur verte, et est désigné sous le nom d'*or vert*. — L'or du commerce contient toujours une petite quantité d'argent, qu'il est nécessaire de connaître pour la détermination précise du titre de l'alliage. On peut séparer l'or de l'argent par la voie humide, à l'aide de l'acide azotique, ou de l'acide sulfurique, ou de l'eau régale. L'acide azotique ne sépare complètement les deux métaux que lorsqu'ils sont combinés en certaines proportions ; par exemple dans les rapports de 3 parties d'argent pour une partie d'or ; dans ce cas, tout l'argent est dissous, et l'or reste en masse poreuse ; si au contraire l'argent n'est pas en excès, l'or, qui est mis en liberté par l'action de l'acide azotique, retient un peu d'argent. Il est donc nécessaire, quand on doit analyser un alliage d'or et d'argent, de s'arranger de telle façon que les deux métaux soient dans des rapports convenables ; pour cela on fait un essai préliminaire, et on ajoute de l'argent au besoin. Cette addition se fait en mettant les morceaux à allier dans une coupelle, avec un peu de plomb. Après la coupellation, on aplatit le bouton avec un marteau sur l'enclume, on le lamine de manière à le réduire en feuilles assez minces ($\frac{1}{6}$ de ligne d'épaisseur) que l'on réunit, et que l'on roule en cornet, pour les soumettre à l'action de l'acide azotique à 22°. On fait bouillir cet acide pendant 3 à 4 minutes, et on le remplace à deux reprises par de l'acide à 32°, que l'on soumet aussi à l'ébullition pendant 8 ou 10 minutes. Il ne s'agit plus alors que de laver le cornet, et de le fondre dans un creuset pour le réunir en bouton et le peser. — La séparation de l'argent et de l'or est désignée sous le nom de *départ*.

Le départ par l'acide sulfurique est souvent employé en grand, et donne de l'or très-pur. Le sulfate d'argent qui se forme dans cette circonstance, est ensuite décomposé par le cuivre, qui se substitue à l'argent, précipite celui-ci, et passe à l'état de sulfate de bi-oxyde de cuivre.

Le départ par l'eau régale est employé quand il y a beaucoup d'or dans l'alliage ; par l'action de cet acide, l'or est dissous, et l'argent est transformé en chlorure insoluble. On décompose ce chlorure pour avoir l'argent, et on précipite l'or par le sulfate de protoxyde de fer, puis on coupelle le précipité avec du plomb. On nomme cette opération *départ inverse*.

AMALGAME D'OR. L'or et le mercure se combinent très-facilement, même à froid ; mais la combinaison se fait mieux à chaud. Le mercure peut dissoudre beaucoup d'or sans cesser d'être liquide ; l'amalgame au maximum est mou comme de la cire, et se laisse pétrir avec facilité. On l'emploie pour dorer le cuivre et l'argent. L'argent doré est désigné sous le nom de vermeil.

SELS D'OR.

On ne connaît pas d'oxy-sels d'or : en effet, si les acides sulfurique et azotique concentrés peuvent dissoudre une petite quantité de peroxyde d'or, ils laissent déposer cet oxyde lorsqu'on les étend d'eau. — La dissolution d'or dans l'eau régale (perchlorure d'or) est colorée en jaune-orangé plus ou moins foncé, et précipitée : 1° en blanc par le cyanure jaune de potassium et de fer ; — 2° en jaune foncé par l'eau de baryte ; — 3° en jaune-orangé par l'ammoniaque ; — 4° en rose ou en violet par la solution de protochlorure d'étain étendue ; — 5° en vert sale par le sulfate de protoxyde de fer.

Le perchlorure d'or peut s'unir à l'acide chlorhydrique, et donner naissance à un composé, que l'on désigne sous les noms de *chlorhydrate de perchlorure*, *sel d'or*, *muriate d'or*. Ce composé cristallise en prismes quadrangulaires aiguillés, ou en octaèdres tronqués ; il se décompose, à l'aide de la chaleur, en acide chlorhydrique et en perchlorure ; si l'on chauffe davantage, la décomposition devient complète, et l'or est mis en liberté. L'ammoniaque sépare, de la solution de ce chlorhydrate, des flocons jaunes qui, lavés et séchés à une douce chaleur, constituent l'*or fulminant* ; ce composé est solide, jaune, décomposable avec détonation, par la chaleur, par le choc, et même par le frottement.

Les préparations d'or ont été administrées en médecine comme anti-syphilitiques et anti-scrofuleux ; elles paraissent en effet avoir réussi dans quelques circonstances, où les préparations mercurielles avaient été employées sans succès ; on les emploie en frictions sur la langue.

Observons en terminant ce que nous avons à dire sur les sels d'or, que M. Mitscherlich a remarqué que l'acide sélénique dissolvait l'or, que le métal s'oxy-

dait aux dépens de l'oxygène d'une partie de l'acide, et qu'il en résultait un séléniate d'or.

§ XXI. *Combinaisons du platine.*

A. *Platine et oxygène.* Le platine forme deux oxydes, qui, tous deux, peuvent jouer le rôle de bases faibles.

Protoxyde de platine.

On le prépare en faisant digérer le proto-chlorure de platine dans une solution de potasse caustique. Il y a double décomposition, formation de chlorure de potassium soluble, et de protoxyde de platine qui se dissout dans l'excès d'alcali; en saturant celui-ci par l'acide sulfurique, le protoxyde de platine se précipite sous forme d'une poudre noire, semblable à du charbon, soluble dans les acides sulfurique et chlorhydrique, facilement décomposable au dessous de la chaleur rouge; les corps combustibles le réduisent avec facilité. Il est composé de 92, 5 de platine (1 at.) et de 7, 5 d'oxygène (1 at.) $=$ Pt O.

M. Dœbereiner a décrit, en 1833, un protoxyde de platine, dont la composition est, à très-peu de chose près, semblable au composé précédent, et qui en diffère par quelques propriétés. Il est violet foncé, insoluble dans l'acide sulfurique, et soluble dans l'acide oxalique par une longue digestion. On le prépare en chauffant jusqu'au-rouge, dans un creuset, un composé de bi-chlorure de platine, et de platinate de chaux.

BI-OXYDE DE PLATINE.

Ce composé peut être obtenu en versant de la soude caustique dans une solution d'azotate de bi-oxyde de platine, jusqu'à ce que la moitié de ce sel soit décomposée; si on versait un peu plus de soude, il se formerait du sous-azotate de platine qui se précipiterait en même temps que le bi-oxyde. Cet oxyde se précipite à l'état d'hydrate brun-rougeâtre floconneux, qui devient noir lorsqu'on le dessèche à une douce chaleur, et qui se décompose entièrement lorsqu'on élève sa température. Ce composé se combine avec les acides, les alcalis, et généralement avec les oxydes basiques. — Il est formé de 86, 05 de platine (1 at.) et de 13, 95 d'oxygène (2 at.) $=$ Pt O^2.

Suivant M. Edmond Davy, il existerait un oxyde de platine intermédiaire aux deux précédents, que l'on obtiendrait en traitant le platine fulminant par l'acide azotique.

B. *Platine et hydrogène.* Lorsqu'on fait agir l'eau sur un alliage de platine et de potassium, il y a tout à la fois décomposition de l'alliage et du liquide, formation de potasse qui se dissout, et d'un composé qui se dépose en paillettes noirâtres et que H. Davy regarde comme un HYDRURE DE PLATINE.

C. *Platine et bore.* En chauffant du platine avec du borax et du charbon, il se forme un BORURE DE PLATINE solide, fragile, sans odeur, sans saveur, plus fusible que le platine, transformé par l'eau régale en bi-chlorure de platine et en acide borique.

D. *Platine et silicium.* On peut obtenir un SILICIURE DE PLATINE par un procédé analogue à celui qui sert à préparer le borure; il ne s'agit que de substituer la silice au borax. Ce composé ressemble beaucoup au borure.

E. *Platine et phosphore.* Le phosphore se combine en deux proportions au platine.

Le PROTO-PHOSPHURE DE PLATINE s'obtient, soit en projetant de petits morceaux de phosphore sur du platine chauffé au rouge, soit en calcinant un mélange de 8 parties de platine, 8 parties d'acide phosphorique vitrifié, et 1 partie de charbon en poudre. — Il est d'un blanc d'acier, très-aigu, très-dur, d'un tissu grenu et serré, plus fusible que le platine; lorsqu'on le chauffe au contact de l'air, il se transforme en acide phosphorique et en platine.

PERPHOSPHURE DE PLATINE. On le prépare en chauffant jusqu'au rouge, dans une cornue de verre, un mélange de 3 parties de chlorhydrate ammoniacal de platine et 2 parties de phosphore (E. Davy). — Il est gris de fer avec éclat métallique.

F. *Platine et soufre.* Le platine s'unit au soufre en deux proportions.

PROTO-SULFURE DE PLATINE. On le forme en chauffant au rouge, dans un creuset de terre, un mélange de 2 parties de soufre et de 1 partie de platine très-divisé (Vauquelin); ou bien en faisant passer un courant de gaz acide sulfhydrique à travers une solution de proto-chlorure de platine; puis recueillant, lavant et séchant le précipité. — Il est solide, gris-bleuâtre, indécomposable par la chaleur seule, décomposable en acide sulfureux, et en platine métallique, lors-

qu'on le chauffe au contact de l'air. Il est composé de 85, 8 de platine (1 at.) et de 14, 2 de soufre (1 at.) = Pt S.

Bi-sulfure de platine. On l'obtient par double décomposition du bi-chlorure de platine et du sulfure de potassium. — Il est noir; la chaleur le décompose en soufre et en proto-sulfure ; le grillage le décompose de même que le proto-sulfure ; l'acide azotique le transforme en sulfate de bi-oxyde.

G. *Platine et sélénium.* Ces deux corps ont une très-grande affinité l'un pour l'autre ; on prépare facilement le sélénure de platine en chauffant un mélange de ces deux corps dans un tube de verre. — Ce séléniure chauffé au contact de l'air se décompose rapidement : le sélénium est oxydé et volatilisé , le métal reste libre.

H. *Platine et chlore.* Le platine peut s'unir au chlore en deux proportions.

Proto-chlorure de platine. On le prépare en évaporant à siccité une dissolution de platine dans l'eau régale, pulvérisant la masse , et la chauffant à une douce chaleur, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de chlore. Si on élevait trop la température , tout le chlore se dégagerait, et on n'obtiendrait que du platine à l'état métallique. — Le proto-chlorure est solide, vert, insoluble dans l'eau, un peu soluble dans l'acide chlorhydrique qui l'altère et le transforme en partie, en bi-chlorure et en platine ; la portion de proto-chlorure qui n'est pas décomposée se dissout dans le bi-chlorure. Il est inaltérable à l'air ; les alcalis le décomposent et en séparent du protoxyde de platine , qui se dissout dans l'excès d'alcali , et colore la dissolution en vert. — Il est formé de 73, 59 de platine (1 at.) et de 26, 41 de chlore (2 at.) = $Pt\ Ch^2$.

Bi-chlorure de platine. On prépare ce chlorure en dissolvant le platine dans l'eau régale, évaporant et séchant; comme il retient presque toujours de l'acide chlorhydrique , on le purifie en le dissolvant dans une petite quantité d'eau, et versant dans cette solution un peu d'acide sulfurique concentré , qui précipite sur-le-champ le bi-chlorure à l'état anhydre. — Il est d'une couleur rouge intense, lorsqu'il est solide ou en solution concentrée ; il est déliquescent , très-soluble dans l'eau ; une chaleur peu élevée le décompose en chlore qui se dégage, et en proto-chlorure, qui perd lui-même tout son chlore à une chaleur rouge. — Ce bi-chlorure peut s'unir à l'acide chlorhydrique et former un *chlorhydrate de bi-chlorure* qui perd son acide par l'évaporation. C'est à la solution de ce chlorhydrate, que l'on donne les noms de *muriate et d'hydro-chlorate de platine.* — Le bi-chlorure de platine s'unit facilement aux chlorures alcalins et terreux , et donne naissance à des chlorures doubles qui résistent mieux à la chaleur que le bi-chlorure simple.

En versant une solution concentrée de chlorure de potassium dans celle de bichorure de platine , on obtient un *chlorure de platine et de potassium* qui se précipite en une poudre grenue de couleur jaune. L'eau bouillante dissout ce composé, et le laisse déposer par le refroidissement en cristaux octaèdres. — Le chlorure de sodium s'unit aussi au chlorure de platine , et donne naissance à un *chlorure de platine et de sodium* , qui est soluble dans l'eau et dans l'alcool, et cristallise en prismes transparents d'un jaune foncé. — Le chlorhydrate d'ammoniaque, versé dans la dissolution de platine , la précipite en jaune , et donne naissance à un *chlorhydrate ammoniacal de platine* qui est en poudre jaune , très-peu soluble dans l'eau , insoluble dans l'alcool , facilement décomposable à une température élevée , et laissant alors pour résidu du platine en éponge. C'est au moyen de ce composé que l'on se procure presque toujours le platine métallique (*voyez* page 111). — En faisant agir la potasse sur le chlorhydrate ammoniacal de platine , Proust en a séparé un composé brun-noirâtre , pulvérulent, qui détone avec force à une température de + 204°. C'est ce composé que l'on désigne sous le nom de *platine fulminant.*

Le bi-chlorure de platine est formé de 58, 22 de platine (1 at.) et de 41, 78 de chlore (4 at.) = $Pt\ Ch^4$. On l'emploie souvent comme réactif pour distinguer la soude de la potasse ; en effet, le premier de ces alcalis , en solution concentrée , ne le précipite pas, tandis que la potasse le précipite en jaune ; le même effet se produit avec les sels de ces alcalis.

I. *Platine et iode.* On obtient deux iodures de platine en faisant agir l'iodure de potassium sur le proto-chlorure ou le bi-chlorure de platine dissous. Ils sont noirs, pulvérulents, insolubles dans l'eau. Le proto-iodure a pour formule $Pt\ I^2$. — Le bi-iodure se combine facilement à d'autres iodures, et forme, d'après M. Lassaigne, des iodures doubles

à proportions définies. Il a pour formule $Pt\ I^4$.

J. *Alliages de platine.* Le platine s'allie facilement, par la fusion, avec un grand nombre de métaux. L'alliage qu'il forme avec le cuivre est ductile, très-dur, susceptible de recevoir un beau poli qui ne ternit pas à l'air humide. Il est d'autant plus blanc que le platine entre dans sa composition en plus forte proportion. On s'en est servi pour faire des miroirs de télescope. — L'alliage de platine et d'or est blanc-argentin, lors même que cet alliage ne contient que $\frac{1}{11}$ de platine.

Oxy-sels de protoxyde de platine.

Ils sont peu connus. Leur couleur est olivâtre ou brune-verdâtre ; la potasse les précipite en noir ; le chlorhydrate d'ammoniaque ne les trouble pas.

Oxy-sels de bi-oxyde de platine.

Caractères distinctifs. Ils sont jaunes ou jaunes-rougeâtres.—Leur dissolution est précipitée : 1° en jaune par la potasse et par le chlorure de potassium (chlorure double de platine et de potassium) ; — 2° En jaune par le chlorhydrate d'ammoniaque (chlorhydrate ammoniacal de platine) ; — 3° En noir par l'acide sulfhydrique et les sulfures alcalins (bi-sulfure de platine) ; — 4° En jaune par le cyanure de potassium et de fer ;—5° Le fer, le zinc et le cuivre, etc., réduisent le métal de ces sels, et précipitent le platine en poudre noire. — La soude et les sels de soude forment, avec les sels de bi-oxyde de platine, des sels doubles *solubles* ; par conséquent, ces réactifs ne précipitent pas les sels de platine. — Le proto-chlorure d'étain communique à ces sels une couleur rouge très-intense si les solutions sont concentrées ; il les précipite en jaune lorsque les dissolutions sont neutres. — L'iodure de potassium en solution très-étendue communique aux sels de platine une teinte jaune qui, au bout de quinze à vingt minutes, passe au rouge vineux. Tous les sels de bi-oxyde de platine sont réduits à une haute température, et le platine est mis en liberté.

Il n'y a guère que le bi-chlorure simple et les chlorures doubles qui aient été bien examinés.

CHAPITRE VI.

Histoire des sels à base d'ammoniaque.

Les sels ammoniacaux sont généralement rangés parmi les sels *alcalins*, et décrits par plusieurs chimistes à la suite des combinaisons de la soude et de la potasse ; cependant, comme la base de ces sels n'est pas un oxyde métallique, ils doivent nécessairement être distraits des sels des métaux, et faire une classe à part.

Les sels ammoniacaux sont tous incolores, à l'exception du chromate, qui est jaune ; ils sont généralement solides, cristallisables, doués d'une saveur piquante, solubles dans l'eau. Ils sont inodores, à moins qu'ils ne soient avec excès de base (ex.: sous-carbonate d'ammoniaque) ; dans ce cas, ils ont une odeur ammoniacale. — Lorsqu'on les expose à l'action du calorique, ils éprouvent des effets qui dépendent de la nature de l'acide. Si cet acide est gazeux, le sel se volatilise (ex.: chlorhydrate d'ammoniaque, carbonate d'ammoniaque). Si l'acide est fixe, l'ammoniaque est dégagée et l'acide reste isolé (ex.: phosphate et borate d'ammoniaque). Lorsque l'acide est décomposable par la chaleur, il se produit une réaction entre ses éléments et ceux de la base, et il se forme des composés nouveaux. Nous avons déjà vu un exemple de réaction de cette nature dans l'action de la chaleur sur l'azotate d'ammoniaque; nous avons dit (page 60) que, lorsqu'on chauffait ce sel, il se décomposait en eau et en protoxyde d'azote.

Le chlore décompose les sels ammoniacaux dissous, s'unit aux éléments de l'ammoniaque, et donne naissance, d'une part, à de l'acide chlorhydrique, et d'autre part à de l'azotide de chlore (*voyez* page 87). — Le brôme agit de la même manière, mais ne se combine pas avec l'azote. — Les autres métalloïdes n'ont aucune action sur les sels ammoniacaux à la température ordinaire.—Les métaux qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxygène décomposent les oxy-sels d'ammoniaque à l'aide de la chaleur, mettent la base en liberté, et s'emparent de l'oxygène et souvent de la base de l'acide. Lorsque ces métaux agissent sur les sels haloïdes, ils absorbent seulement la base de l'hydracide, et mettent en liberté l'hydrogène et l'ammoniaque. C'est ainsi que le potassium et le sodium agissent sur le

chlorhydrate, le fluorhydrate, le sulfhydrate d'ammoniaque, etc.

Les sels ammoniacaux sont tous décomposés par la potasse, la soude, la lithine, la baryte, la strontiane et la chaux; ces alcalis s'emparent de l'acide du sel, et mettent l'ammoniaque en liberté. Cette action des alcalis sur les sels ammoniacaux permet de reconnaître très-facilement ces sels : il suffit, en effet, de les broyer avec de la chaux pour qu'il se dégage immédiatement du gaz ammoniac, reconnaissable à son odeur vive et piquante.

Les acides et les sels se comportent avec les sels ammoniacaux, comme avec tous les autres sels (*Voyez* page 128).

Le fluide électrique agit sur les sels à base d'ammoniaque de la même manière que sur les autres sels ; il est facile de le constater en faisant agir la pile sur la solution d'un sel ammoniacal. L'acide est transporté au pôle positif, et l'ammoniaque au pôle négatif. Si le sel est solide et un peu humecté d'eau, il y a à la fois décomposition du sel et de l'eau, transport de l'acide et de l'oxygène au pôle positif; tandis que l'ammoniaque et l'hydrogène sont attirés au pôle négatif. Si à ce dernier pôle, on a placé un peu de mercure, l'hydrogène et l'ammoniaque peuvent entrer en combinaison avec ce métal, et former un composé remarquable, que l'on désigne sous le nom d'*hydrure ammoniacal de mercure*. On forme cet hydrure en plaçant du mercure dans une petite coupelle faite de sel ammoniac, et dont la cavité a été légèrement humectée, mettant le mercure en rapport avec le fil négatif de la pile, et l'extérieur de la coupelle avec le fil positif. On observe bientôt que le mercure augmente de volume, tout en conservant son brillant métallique, et qu'il prend une consistance butireuse. C'est à M. Séebeck que l'on doit la découverte de ce curieux composé.

Le même effet se produit, mais plus rapidement, lorsqu'on verse un amalgame liquide de potassium dans une coupelle de sel ammoniac, humectée intérieurement, ou dans une solution concentrée de ce sel ; bientôt cet amalgame quintuple et même sextuple de volume, en prenant la consistance du beurre et conservant son brillant. Voici ce qui se passe dans cette expérience : une portion du potassium de l'amalgame décompose le chlorhydrate d'ammoniaque, s'empare du chlore de l'acide chlorhydrique, et met en liberté l'hydrogène et l'ammoniaque. Ces deux corps, au lieu de se dégager, s'unissent à l'amalgame non décomposé, et forment un *hydrure ammoniacal de potassium et de mercure*.

Ces deux hydrures, soumis pendant quelque temps à la température de la glace fondante, prennent une assez grande dureté, et cristallisent en cubes. L'hydrure ammoniacal de mercure se décompose aussitôt qu'il est soustrait à l'action de la pile : l'éther et l'alcool favorisent cette décomposition et en dégagent l'hydrogène et l'ammoniaque avec effervescence. — L'hydrure ammoniacal de potassium et de mercure peut exister pendant quelque temps ; mais aussitôt que l'on en sépare ou que l'on en oxyde le potassium, il se décompose complètement : c'est pourquoi ce corps est assez promptement décomposé par l'air, l'oxygène, et par tous les corps qui agissent sur le potassium.

Revenons aux sels ammoniacaux. — Tous ces sels peuvent être préparés directement. Pour quelques-uns d'entre eux, tels que le carbonate, le sulfate, le chlorhydrate, on agit ordinairement par double décomposition. — *Composition :* D'après les remarques de M. Gay-Lussac, les sels neutres ammoniacaux sont composés de telle manière, que le radical de leur acide est à leur base, comme 1 : 2 en volume, et à l'azote de l'ammoniaque :: 1 : 1. Du moins, tous les sels dont l'acide peut être obtenu à l'état de gaz sont soumis à cette loi. — Leur composition peut encore être représentée, pour les sels neutres, par un atome d'acide et deux atomes de base.

Etat naturel. On trouve cinq sels ammoniacaux dans la nature ; savoir : le carbonate, le phosphate, le sulfate, le chlorhydrate et le sulfhydrate.

Caractères distinctifs. Les sels ammoniacaux ne sont précipités ni par les carbonates, ni par le cyanure jaune de potassium et de fer, ni par les sulfures alcalins ; le bi-chlorure de platine, en solution concentrée, les précipite en jaune. Ces différents caractères lui sont communs avec les sels de potasse ; mais ce qui les distingue de ces sels, et ce qui sert surtout à les caractériser, c'est la propriété qu'ils possèdent de dégager une odeur vive et piquante d'ammoniaque, lorsqu'on les triture avec de la chaux.

Borate d'ammoniaque. — On le prépare en saturant l'ammoniaque faible par

l'acide borique, et faisant ensuite évaporer jusqu'à pellicule. Il verdit le sirop de violette ; il est soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid, il cristallise en octaèdres rhomboïdaux qui s'effleurissent à l'air.

Carbonates d'ammoniaque. L'acide carbonique s'unit en trois proportions avec l'ammoniaque, et forme un carbonate neutre, un sesqui-carbonate et un bi-carbonate.

Carbonate neutre. On le prépare en mêlant ensemble, dans un flacon, deux volumes de gaz ammoniac et un volume d'acide carbonique, tous deux bien desséchés. — Il est sans usages.

Sesqui-carbonate. Ce sel, d'abord désigné sous les noms d'*alcali volatil concret*, *sel volatil d'Angleterre*, *sous-carbonate d'ammoniaque*, n'existe pas dans la nature. Il se forme lorsque les matières azotées éprouvent la décomposition putride, ou bien lorsque ces matières sont soumises à la distillation. — On prépare ce sel à l'état de pureté, en calcinant ensemble un mélange de chlorhydrate d'ammoniaque et de carbonate de chaux. A cet effet, on pulvérise ces deux sels ; on les mêle dans la proportion d'une partie du premier et de deux parties du second, et on introduit ce mélange dans une cornue de grès lutée, que l'on emplit jusqu'aux $\frac{4}{5}$, et que l'on dispose dans le laboratoire d'un fourneau à reverbère, en faisant communiquer son col avec un récipient allongé, muni d'un tube pour le dégagement de l'air et des vapeurs. Par l'action de la chaleur, les deux sels se décomposent réciproquement : l'acide carbonique du carbonate de chaux s'unit à l'ammoniaque du chlorhydrate, et forme du sesqui-carbonate d'ammoniaque, qui se volatilise et vient se condenser dans le récipient, que l'on maintient à une basse température en l'entourant de linges mouillés ; l'acide chlorhydrique s'unit de son côté à la chaux, et produit de l'eau qui se vaporise, et du chlorure de calcium qui reste fixe. Le carbonate d'ammoniaque se condense dans le récipient, sous forme d'aiguilles qui ne tardent pas à former une couche plus ou moins épaisse. Lorsque l'opération est terminée, on brise le récipient pour en retirer le sel, que l'on conserve dans des flacons bien bouchés. Le produit de cette opération est blanc si le sel ammoniac était blanc lui-même, et si le carbonate de chaux était pur ; il est, au contraire, plus ou moins coloré lorsque le sel ammoniac était gris. On peut, dans ce cas, le purifier par une nouvelle distillation. — Dans les arts, on suit un procédé plus économique : on prépare le carbonate d'ammoniaque en calcinant un mélange de sulfate d'ammoniaque et de carbonate de chaux dans des tuyaux de fonte qui servent à la fois de cornue et de récipient. On retire le carbonate d'ammoniaque en grattant avec des tiges de fer l'intérieur du tuyau où il s'est condensé (Payen).

Propriétés. Le sesqui-carbonate d'ammoniaque est blanc, caustique, piquant, très-volatil, se dissipant spontanément à l'air, même à la température ordinaire ; il a une odeur d'ammoniaque très-prononcée ; il verdit le sirop de violettes. L'eau froide le dissout avec facilité ; l'eau bouillante le volatilise entièrement. La solution, faite à la température ordinaire, fournit, par une évaporation ménagée, des cristaux octaédriques; elle peut absorber de l'acide carbonique, et se transformer en bi-carbonate. — Le sesqui-carbonate est formé d'un volume d'acide carbonique et d'un volume et demi de gaz ammoniac.

Usages. Ce sel jouit des mêmes propriétés médicales que l'ammoniaque (*voyez* page 80); seulement ces propriétés sont moins énergiques. — M. Rochoux l'a administré avec succès dans le cas de croup ; il le fait prendre par cuillerées dans un sirop préparé avec une partie de ce sel et 24 parties de sirop de guimauve ; il applique en même temps sur les parties antérieures et latérales du cou une pommade faite avec ce sel, pour rubéfier ces parties. — Les médecins anglais administrent ce sel pour combattre les convulsions qui sont provoquées chez les enfants par la dentition.

Les dégraisseurs se servent du carbonate d'ammoniaque pour faire disparaître les taches produites sur les tissus de soie par les acides végétaux.

Bi-carbonate. On le prépare ordinairement par le même procédé que les bi-carbonates de potasse et de soude (page 145). — On peut encore l'obtenir en exposant le sesqui-carbonate au contact de l'air ; il perd alors une partie de sa base, absorbe de la vapeur d'eau, et se trouve changé en bi-carbonate. — Ce sel est blanc, sans odeur, d'une saveur qui n'a rien d'alcalin. Il est moins volatil que le sesqui-carbonate ; il est soluble dans l'eau, cristallise en prismes à 6 pans. L'eau bouillante le transforme d'abord en ses-

qui-carbonate, et le volatilise bientôt. — Il est formé de quantités atomiques égales d'acide carbonique et d'ammoniaque.

Phosphates d'ammoniaque. L'acide phosphorique se combine en trois proportions avec l'ammoniaque.

Phosphate neutre. Ce sel existe dans les urines humaines, en combinaison avec le phosphate de soude. Uni au phosphate de magnésie, il forme un sel double (*phosphate ammoniaco-magnésien*) qui fait partie de certains calculs vésicaux, et qui forme la base des concrétions volumineuses que l'on trouve dans les intestins des chevaux.—On prépare le phosphate de soude artificiel en saturant, par un léger excès d'ammoniaque liquide, l'excès d'acide phosphorique du bi-phosphate de chaux, filtrant la liqueur, qui doit ensuite être convenablement évaporée, pour faire cristalliser le phosphate d'ammoniaque. Comme ce sel devient toujours acide quand on évapore sa solution, il faut avoir soin de le saturer par un petit excès d'ammoniaque lorsqu'il est sur le point de cristalliser.

Propriétés. Le phosphate d'ammoniaque est blanc, piquant, inodore, il verdit le sirop de violettes. Exposé à l'action de la chaleur, il se décompose : l'ammoniaque se dégage, et l'acide reste à l'état d'acide *para-phosphorique* (*voyez* page 52) sous forme d'un verre fondu. Il est très-soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid. On ne l'obtient bien cristallisé que par une évaporation ménagée.— Lorsqu'on imprègne un tissu d'une solution concentrée de phosphate d'ammoniaque, ce tissu se charbonne au feu sans produire de flamme (Gay-Lussac) ; ce phénomène provient de ce que l'acide phosphorique, qui est mis à nu par le feu, forme autour de chaque fil une sorte d'étui vitreux qui s'oppose au contact de l'oxygène. Cette propriété permet d'employer ce sel pour rendre les tissus incombustibles. — Tous les sels solubles qui éprouvent la fusion ignée à une chaleur rouge-obscure, possèdent la même propriété.

Sous-phosphate. On le forme en versant de l'ammoniaque dans une solution concentrée de phosphate neutre ; il se dépose sous forme d'un magma très-peu soluble dans l'eau.

Bi-phosphate. On le prépare en soumettant à l'ébullition la solution de phosphate neutre, et la rapprochant au point de la faire cristalliser. Dans cette opération, le phosphate neutre perd une partie de sa base et devient acide. — Ce sel se dépose en gros cristaux transparents, inaltérables à l'air, solubles dans 5 parties d'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante.

Le phosphite et l'hypo-phosphite d'ammoniaque offrent peu d'intérêt.

Sulfates d'ammoniaque. L'acide sulfurique se combine en deux proportions avec l'ammoniaque.

Sulfate neutre. Ce sel, encore nommé *sel ammoniacal secret de Glauber*, *vitriol ammoniacal*, existe dans la nature à l'état de combinaison avec le sulfate d'alumine, dans l'alun naturel. Dans les laboratoires, on le prépare en saturant l'acide sulfurique faible, par un excès d'ammoniaque. Dans les arts, on suit un procédé plus économique ; on le fabrique en traitant le sulfate de chaux par le carbonate d'ammoniaque que l'on retire de la distillation des matières animales (*voyez* chlorhydrate d'ammoniaque).— Ce sel est incolore, inodore, amer, très-piquant, soluble dans son poids d'eau bouillante et dans deux fois son poids d'eau à $+ 15°$. Il cristallise en prismes à 6 pans terminés par des pyramides à six faces. Ces cristaux contiennent $\frac{24}{100}$ d'eau combinée. Soumis à l'action de la chaleur, il abandonne une partie de sa base, devient acide, décrépite, entre ensuite en fusion, et se décompose, à une chaleur voisine du rouge, en eau, azote et sulfite acide d'ammoniaque. Ce dernier se volatilise sous forme d'une fumée blanche.

Ce sel est employé dans les arts pour la préparation de l'alun et du sel ammoniac.

Bi-sulfate. On l'obtient en unissant une proportion d'acide sulfurique à une proportion de sulfate neutre. — Il est solide, déliquescent, soluble dans son poids d'eau, d'une saveur acide ; il forme avec la potasse et la soude des sels neutres qui cristallisent avec facilité, et qui, par la calcination, laissent dégager leur ammoniaque, et passent à l'état de sulfate acide.

L'hypo-sulfate, le sulfite, l'hypo-sulfite, le chlorate, le bromate et l'iodate d'ammoniaque sont sans usages.

Azotate d'ammoniaque. On le prépare en saturant l'acide azotique par un léger excès d'ammoniaque liquide et évaporant la liqueur jusqu'à pellicule.—Ce sel, que l'on désignait autrefois sous le nom de *nitre inflammable*, est âcre, piquant, légèrement déliquescent. Il est soluble dans

deux parties d'eau à + 15°, et dans la moitié de son poids d'eau bouillante ; il cristallise, par le refroidissement, en aiguilles prismatiques ou en longs prismes à six pans, flexibles, terminés par des pyramides à six faces. Exposé à une douce chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, et abandonne peu à peu son eau de cristallisation. Si la température est élevée à + 230, il se décompose, et se convertit entièrement en eau et en protoxyde d'azote (*voyez* page 60). — Projeté dans un creuset rougi au feu, il s'enflamme, et se décompose en eau, azote et bi-oxyde d'azote.

L'ARSÉNIATE, l'ARSÉNITE et le CHROMATE D'AMMONIAQUE sont peu importants à connaître.

CHLORHYDRATE D'AMMONIAQUE (*sel ammoniac*). Ce sel existe dans l'urine humaine, dans la fiente de quelques animaux, et particulièrement des chameaux; il existe aussi aux environs des volcans, dans quelques montagnes de la Tartarie et du Thibet, et dans les eaux de certains lacs. — Les anciens lui ont donné le nom de sel ammoniac, parce que, d'après Pline, on le trouvait en grande quantité aux environs du temple de Jupiter *Ammon*.

Pendant long-temps on a préparé le sel ammoniac par la combustion de la fiente des chameaux. Ce procédé, qui est encore suivi en Egypte, consiste à recueillir la suie qui provient de cette combustion, à en remplir des ballons de verre, que l'on expose pendant plusieurs jours à l'action du feu, dans des fourneaux particuliers, en ayant soin de plonger de temps en temps une tige de fer dans le col des ballons, pour empêcher qu'ils ne s'obstruent. Le sel ammoniac qui se trouve dans la suie se sublime à la partie supérieure des ballons, et s'y dépose sous forme de masses hémisphériques grisâtres, demi-transparentes, que l'on retire en brisant les ballons. En Europe, on le prépare au moyen d'un procédé qui est dû à Baumé : ce procédé consiste à transformer en sulfate d'ammoniaque le carbonate d'ammoniaque qui fait partie du produit de la distillation des matières animales, et à traiter ensuite ce sulfate par le chlorure de sodium. — On commence par distiller des matières azotées, telles que des os, des cornes, des sabots, etc. Ces matières se décomposent sous l'influence du calorique, et donnent naissance à plusieurs produits, parmi lesquels se trouve une assez forte proportion de carbonate d'ammoniaque tenu en solution dans une matière huileuse très-odorante (huile empyreumatique). On fait passer à plusieurs reprises ce liquide à travers une couche de plâtre (sulfate de chaux), qui réagit sur le carbonate d'ammoniaque, et donne naissance, par double décomposition, à du carbonate de chaux insoluble, et à du sulfate d'ammoniaque soluble. Ce dernier sel est mis en contact avec le chlorure de sodium ; il se produit aussitôt une réaction qui donne naissance à du chlorhydrate d'ammoniaque et à du sulfate de soude. Voici ce qui se passe dans cette opération : l'eau se décompose ; son hydrogène se porte sur le chlore du chlorure de sodium, et produit de l'acide chlorhydrique qui s'unit à l'ammoniaque du sulfate ; l'oxygène se combine au sodium, et forme de la soude qui s'empare de l'acide sulfurique. — On évapore ensuite la liqueur ; le sulfate de soude cristallise le premier, et le chlorhydrate d'ammoniaque reste dans l'eau-mère ; celle-ci est évaporée jusqu'à siccité, et le résidu est ensuite sublimé dans des vases de terre cuite, comme dans l'opération précédente, afin de séparer le sel ammoniac de la petite quantité de sulfate de soude qui pouvait rester dans l'eau-mère, et de lui donner la forme de pains hémisphériques, qu'il affecte dans le commerce,

Propriétés. Le chlorhydrate d'ammoniaque est solide, blanc, très-piquant, difficile à pulvériser, soluble dans un peu moins de 3 parties d'eau à + 15°, beaucoup plus soluble dans l'eau bouillante, susceptible de cristalliser en longues aiguilles qui paraissent être des prismes hexaèdres, et qui sont disposées comme les barbes d'une plume. Soumis à l'action de la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, et se volatilise ensuite sous forme d'une fumée épaisse, qui se solidifie en affectant la forme de rhomboïdes, si l'opération est conduite avec lenteur. Exposé à l'action de l'air humide, ce sel se recouvre d'un peu d'humidité.

Usages. Le sel ammoniac est employé dans la teinture ; il sert aussi à décaper les métaux ; c'est avec lui que l'on prépare l'ammoniaque, le carbonate d'ammoniaque, etc. — En médecine, il est employé comme stimulant, sudorifique et fondant. On l'administre dans le traitement des maladies cutanées, du rhumatisme, de l'anasarque, des hydropisies passives. Associé au quinquina

ou à l'extrait de gentiane, il convient dans le traitement des fièvres intermittentes rebelles. On l'emploie à l'extérieur, en solution dans l'eau, comme résolutif et réfrigérant. —Ce sel, appliqué dans le tissu cellulaire, est rapidement absorbé, donne lieu à des vomissements, à des symptômes d'ivresse, et amène bientôt la mort (Smith). Administré à l'intérieur à haute dose, son action est la même.

Le BROMHYDRATE, l'IODHYDRATE, le FLUORHYDRATE et le SÉLÉNHYDRATE D'AMMONIAQUE sont sans usages.

SULFHYDRATE D'AMMONIAQUE. On le prépare en faisant rendre dans un flacon plein d'hydrogène, et maintenu à une basse température, d'un côté du gaz ammoniac sec, et de l'autre côté, du gaz acide sulfhydrique également sec. Ces deux gaz sont amenés au moyen de tubes recourbés qui plongent jusqu'au fond du flacon : de celui-ci part un troisième tube qui se rend dans du mercure, et qui est destiné à donner issue à l'excédant des gaz, tout en empêchant l'air d'entrer dans l'appareil. Aussitôt que l'acide sulfhydrique et l'ammoniaque se rencontrent, ils se combinent, et donnent naissance à du sulfhydrate d'ammoniaque, qui se précipite sur les parois du flacon, sous forme de cristaux blancs transparents. Lorsque l'opération est terminée, on défait l'appareil, et on bouche rapidement le flacon avec un bouchon de cristal. —Si on veut avoir ce sel en solution dans l'eau, au lieu de se servir du procédé qui vient d'être décrit, on se contente de faire passer un courant de gaz acide sulfhydrique à travers de l'ammoniaque liquide. Cette solution est très-légèrement colorée en jaune au moment de sa préparation; sa teinte se fonce beaucoup par son exposition à l'air; elle est employée dans les laboratoires comme réactif.

Le sulfhydrate d'ammoniaque se présente en aiguilles ou lames transparentes, incolores. Il est très-volatil; à la température ordinaire, il se sublime peu à peu à la partie supérieure des flacons. Lorsqu'on l'expose à l'air, il en absorbe l'oxygène, et passe à l'état de sulfhydrate sulfuré, puis successivement à celui d'hypo-sulfite, de sulfite et enfin de sulfate d'ammoniaque. Il est très-soluble dans l'eau, lorsqu'il contient un excès d'ammoniaque.

SULFHYDRATE PERSULFURÉ D'AMMONIAQUE. Ce composé liquide, obtenu pour la première fois par Boyle, et désigné à cause de cela sous le nom de *liqueur fumante de Boyle*, a encore reçu les noms d'*hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque*, et de *quinti-sulfure hydrogéné d'ammoniaque*. — On le prépare concentré et anhydre, en chauffant dans une petite cornue de verre lutée, munie d'une allonge et d'un ballon pourvu lui-même d'un long tube de décharge, en chauffant, dis-je, un mélange d'une partie de chaux vive, une partie de sel ammoniac, et une demi-partie de soufre, tous trois bien pulvérisés. Lorsque la température du mélange est portée au rouge, il se produit des vapeurs jaunâtres, qui viennent se condenser en un liquide jaune, dans le ballon, qui doit être maintenu refroidi au moyen de linges mouillés. Ce liquide est le sulfhydrate persulfuré d'ammoniaque; outre ce composé, il se produit encore du sulfate de chaux et du chlorure de calcium; il ne se dégage pas une bulle d'azote. Voici comment on peut expliquer la formation de tous ces corps. Le chlorhydrate d'ammoniaque est décomposé par la chaux; il en résulte la formation d'eau et de chlorure de calcium, et la mise en liberté de l'ammoniaque. A son tour l'eau est décomposée: son oxygène se combine à une portion de soufre, et forme de l'acide sulfurique, qui s'unit à une partie de la chaux; son hydrogène se porte sur une autre partie du soufre, et produit de l'acide sulfhydrique sulfuré, qui s'empare de l'ammoniaque, et donne naissance à la liqueur de Boyle.

On prépare encore le sulfhydrate sulfuré d'ammoniaque, en mettant le soufre en contact avec une solution de sulfhydrate simple; il en résulte un liquide jaune-orangé, qui n'est autre chose qu'une solution de sulfhydrate sulfuré.

Propriétés. La liqueur de Boyle est un liquide jaune-rougeâtre, presque sirupeux, d'une odeur très-forte, répandant des fumées épaisses lorsqu'on l'expose au contact de l'air ou de l'oxygène, fumant à peine dans les gaz azote et hydrogène. Soumis à l'action de la chaleur, dans une cornue, il laisse dégager du soufre, et se transforme en sulfhydrate moins sulfuré, qui cristallise à une basse température. Mis en contact avec l'eau, il laisse précipiter du soufre, et se transforme en un sulfhydrate moins sulfuré, qui se dissout. Il peut absorber une grande quantité de gaz acide sulfhydrique sans laisser précipiter de soufre;

ce gaz lui donne la propriété de se dissoudre dans l'eau sans décomposition.

Les diseurs de bonne aventure ont mis à profit la grande volatilité de ce sel, et la propriété qu'il possède de noircir subitement les sels de plomb et de bismuth, pour faire paraître des caractères tracés à l'avance sur le papier, avec une solution d'azotate acide de bismuth, ou d'acétate de plomb. (*voyez* AZOTATE DE BISMUTH, page 209.)

CHAPITRE VII.

HISTOIRE DE QUELQUES PROCÉDÉS D'ANALYSE.

§ Ier. *Analyse des corps gazeux.*

Rappelons d'abord les noms des principaux gaz :

1 { Chlore. Oxyde de chlore. Acide azoteux.

2 { Hydrogène perphosphoré. Hydrogène perpotassié.

3 { Acide chlorhydrique. Acide brômhydrique. Acide iodhydrique. Acide fluo-borique. Acide fluo-silicique. Chloride de bore.

4 { Bi-oxyde d'azote.

5 { Ammoniaque. Acide sulfureux.

6 { Acide sulfhydrique. Hydrogène carboné. Hydrogène arsénié. Hydrogène proto-phosphoré. Acide sélinhydrique. Cyanogène. Hydrogène. Oxyde de carbone. Hydrogène proto-potassié.

7 { Oxygène. Protoxyde d'azote.

8 { Acide carbonique. Gaz phosgène. Azote.

Dans l'énonciation qui précède, les gaz ont été divisés en groupes, qui présentent des caractères communs qui peuvent servir à les distinguer des gaz qui sont rangés dans les autres groupes.

1° *Gaz colorés.* Les trois gaz compris dans la première accolade sont colorés. Le *chlore* est jaune-verdâtre ; il attaque fortement le mercure, et ne détone pas lorsqu'on le chauffe. L'*oxyde de chlore* est d'un vert plus foncé que le chlore ; il n'attaque pas le mercure, et il détone fortement lorsqu'on le chauffe à + 100°. L'*acide azoteux* est rouge-orangé très-foncé (vapeur nitreuse). Ces caractères suffisent pour distinguer ces trois gaz de tous les autres corps gazeux, qui tous sont incolores.

2° *Gaz spontanément inflammables à l'air.* Le second groupe comprend deux gaz qui s'enflamment à l'air ; l'*hydrogène phosphoré* est reconnaissable à son odeur alliacée; il donne, après sa combustion spontanée, de l'acide phosphorique qui rougit le papier de tournesol. L'*hydrogène perpotassié* n'a pas d'odeur ; il fournit, en brûlant, de la potasse qui ramène au bleu le papier de tournesol rougi par les acides. Ces caractères ne permettent pas de confondre ces gaz avec les autres.

3° Le troisième groupe est formé de gaz qui ne sont ni colorés ni spontanément inflammables, mais qui *répandent des vapeurs blanches au contact de l'air.* Les acides *chlorhydrique*, *brômhydrique* et *iodhydrique* précipitent l'azotate d'argent en flocons blancs ; ce précipité est insoluble dans l'eau et les acides ; mais il est soluble dans l'ammoniaque pour les deux premiers : le précipité formé par l'acide iodhydrique est insoluble dans l'ammoniaque, ce qui le distingue des deux autres : ceux-ci peuvent être différenciés par le chlore, qui n'agit pas sur l'acide chlorhydrique, et décompose au contraire l'acide brômhydrique, en mettant le brôme à nu. Les vapeurs formées par l'acide *fluo-borique* sont très-épaisses ; ce gaz noircit le papier que l'on soumet à son contact : rien de semblable n'a lieu avec les autres. Les quatre corps gazeux dont il vient d'être question se dissolvent dans l'eau sans se décomposer ; au contraire l'acide *fluo-silicique* et le *chloride de bore* sont décomposés par ce liquide, et laissent précipiter, le premier, des flocons de silice, et le second, de l'acide borique, dont un examen ultérieur fait reconnaître la nature.

4° La quatrième accolade ne comprend qu'un seul gaz, qui est incolore à l'abri du contact de l'air, ne s'enflamme pas spontanément, et *répand à l'air des vapeurs jaunes-rougeâtres.* C'est le *bioxyde d'azote.*

5° Le cinquième groupe comprend deux gaz qui n'offrent aucun des caractères des groupes précédents, et sont parfaitement caractérisés; le premier par son *odeur d'alcali volatil*, et par sa propriété de ramener au bleu le papier de tournesol rougi par les acides; le second, par son *odeur de soufre qui brûle*, et par sa propriété de rougir le papier bleu de tournesol.

6° Aucun des gaz dont il a été question jusqu'ici ne sont inflammables, à l'exception de ceux de la seconde série, qui s'enflamment *spontanément* à l'air. Or, tous ceux qui font partie du sixième groupe n'offrent aucun des caractères des gaz que nous avons déjà examinés, mais jouissent tous de la propriété de *prendre feu au contact d'une bougie allumée*. On les distingue les uns des autres par les caractères suivants : l'*acide sulfhydrique* a une odeur d'œufs pourris; il noircit les dissolutions de plomb; il brûle avec une flamme d'un bleu pâle et laisse déposer du soufre sur les parois de la cloche où s'opère cette combustion. L'*hydrogène carboné* a une légère odeur d'empyreume; il brûle avec une flamme blanche éclatante, en laissant déposer de la suie sur les corps froids : le produit de la combustion de ce gaz précipite l'eau de chaux. L'*hydrogène arsénié* a une odeur nauséabonde; il laisse déposer de l'hydrure d'arsenic brun-marron sur les parois de la cloche où l'on fait l'expérience. L'*hydrogène proto-phosphoré* a une odeur alliacée; il fournit, par sa combustion, de l'acide phosphorique, qui rougit la teinture de tournesol. L'*acide sélénhydrique* a une odeur qui a un peu d'analogie avec celle du gaz sulfhydrique, et qui est bientôt suivie d'une sensation douloureuse; il se décompose à l'air en devenant rouge et laissant déposer des flocons de sélénium. Le *cyanogène* a une odeur vive et piquante; il brûle avec une flamme d'un beau bleu pourpré. L'*hydrogène* est inodore lorsqu'il est pur; il brûle avec une flamme bleue très-pâle, et ne fournit que de l'eau par sa combustion; cette eau est en vapeur, et peut se condenser en gouttelettes sur les corps froids. Le gaz *oxyde de carbone* brûle avec une belle flamme bleue, et se transforme en acide carbonique, qui précipite l'eau de chaux. Enfin, le gaz *hydrogène proto-potassié* fournit par sa combustion, de la potasse, qui ramène au bleu le papier de tournesol rougi par les acides.

7° Dans le septième groupe, se trouvent deux gaz qui ne sont pas susceptibles de s'enflammer, mais qui activent la combustion, et rallument les bougies éteintes, qui présentent encore un point en ignition. Ce sont, l'*oxygène* et le *protoxyde d'azote*. Le premier n'est pas sensiblement soluble dans l'eau; le second, au contraire, s'y dissout en quantité notable.

8° Enfin, dans le huitième groupe, se trouvent trois gaz qui ne présentent aucuns des caractères que nous avons reconnus aux autres corps gazeux, et qui éteignent les bougies allumées que l'on plonge dans leur intérieur. Ce sont, l'*acide carbonique*, le gaz *phosgène* (chlorure d'oxyde de carbone) et l'*azote*. Le premier rougit la teinture de tournesol et précipite l'eau de chaux en flocons blancs; il est inodore. Le second rougit aussi le tournesol; l'eau le décompose en acides chlorhydrique et carbonique; il a une odeur suffocante. Le troisième est sans odeur, et sans action sur la teinture de tournesol.

§ II. *Analyse de l'air atmosphérique.*

On peut analyser l'air par l'hydrogène, par le phosphore, et par le bi-oxyde d'azote. Les deux premiers procédés ont été décrits dans le paragraphe consacré à l'histoire de l'air (*voyez* page 22). Il ne me reste plus ici qu'à dire quelques mots de la troisième méthode.

On sait que lorsque le bi-oxyde d'azote a le contact de l'air, il absorbe immédiatement de l'oxygène et se transforme en vapeur rougeâtre d'acide hypo-azotique (*voyez* page 61). La quantité d'oxygène qui est absorbée dépend du rapport qui existe entre les gaz. Si l'oxygène est en excès, le bi-oxyde d'azote en absorbe la moitié de son volume; si au contraire c'est le bi-oxyde d'azote qui est en excès, il ne prend que le tiers de son volume d'oxygène. Ces vapeurs sont dissoutes par l'eau aussitôt qu'elles sont en contact avec ce liquide. — Par conséquent, en mettant sur l'eau un gaz contenant de l'oxygène libre, par exemple de l'air atmosphérique, et faisant passer dans ce gaz un excès de bi-oxyde d'azote, tout l'oxygène sera absorbé, et les gaz diminueront de volume par suite de la dissolution de la vapeur rouge. Si l'opération se fait dans un tube gradué, il sera facile de voir de combien est la contraction du gaz; divisant ensuite cette contraction par 4, on aura au quotient la quantité d'oxygè-

ne qui se trouvait dans le mélange gazeux.

Eclaircissons cette donnée par un exemple. Nous avons fait passer successivement dans un tube gradué placé sur l'eau : 1° 100 volumes d'air atmosphérique ; 2° 100 volumes de bi-oxyde d'azote; il s'est produit aussitôt des vapeurs rutilantes qui ont été immédiatement absorbées par l'eau ; après la réaction, il ne reste plus que 116 volumes de gaz dans le tube. Donc il y en a eu 84 volumes d'absorbés. Divisant ce nombre par 4, nous avons au quotient 21. Ce chiffre nous représente la quantité d'oxygène qui se trouve dans 100 volumes d'air atmosphérique.

Ce moyen n'est pas aussi exact que ceux que j'ai fait connaître dans l'histoire de l'air atmosphérique; parce que le bioxyde d'azote est un peu soluble dans l'eau, et que cette solubilité, quelque légère qu'elle soit, est une source d'erreurs. Cependant M. Gay-Lussac a inventé un petit appareil fort simple, qui augmente l'exactitude du procédé. Cet appareil consiste en un tube gradué, divisé en 200 parties. La partie ouverte de ce tube est munie d'une virole en cuivre, qui s'adapte exactement dans la partie évasée d'un entonnoir également en cuivre, dont se trouve pourvue l'ouverture d'un petit flacon de cristal. On fait passer dans ce petit flacon, d'abord 100 volumes d'air, mesurés dans le tube gradué, puis 100 volumes de bi-oxyde d'azote, mesurés aussi avec exactitude; aussitôt que le contact des gaz a eu lieu, on fait entrer, sous l'eau, l'ouverture du tube, dans l'évasement qui doit le recevoir, et on retourne rapidement l'appareil. Le résidu gazeux repasse alors dans le tube, et il est facile d'en estimer la quantité.

Ce procédé n'est applicable qu'à la détermination des quantités d'oxygène et d'azote qui font partie de l'air atmosphérique : il en est de même des analyses qui se font avec l'hydrogène et le phosphore. — Quant à la vapeur d'eau et à l'acide carbonique qui se trouvent dans l'air, c'est au moyen du chlorure de calcium et de l'eau de baryte que l'on peut en apprécier la quantité (*voyez* page 22).

Dans l'analyse de l'air et de tous les corps gazeux en général, on serait exposé de graves erreurs, si l'on n'avait pas égard à la pression atmosphérique et à la température qui sont indiquées par le baromètre et par le thermomètre, au moment où l'on opère ; on sait en effet que le volume des gaz est sujet à de fréquents changements ; que sous l'influence d'une pression double, par exemple, le volume du gaz est réduit à moitié. Les corrections qui doivent être apportées aux résultats, sont nécessaires surtout lorsque du volume du corps gazeux on veut déduire son poids ; on connaît en effet depuis long-temps le poids des différents gaz à la pression de 76 centimètres de mercure, et à la température de 0°. Ainsi un volume donné d'un gaz quelconque pesant un gramme à cette température et sous cette pression, un volume double devra peser deux grammes dans la même circonstance ; mais il est évident que si la pression est moindre, et si la température est plus élevée, le gaz aura dû se dilater d'une certaine quantité, et dans ce cas, les deux volumes de ce gaz ne pèseront plus 2 grammes.

Dans les analyses quantitatives, il est donc nécessaire de ramener constamment, par le calcul, le volume des fluides élastiques, à ce qu'il serait, si l'opération se faisait à 0° de température et à 0^m. 76, de pression.

Corrections relatives à la pression de l'atmosphère. Connaissant le volume d'un gaz à une pression déterminée, il est facile de savoir ce qu'il serait sous une autre pression ; il suffit pour cela d'établir une règle de trois inverse : le quatrième terme sera le chiffre cherché. Supposons 100 volumes d'un gaz mesuré à la pression de 0^m. 77 ; on desire connaître quel serait le volume à 0^m. 76. Il faut établir la proportion suivante : La pression de 76 est à la pression de 77, comme le volume 100 est au volume x que l'on cherche.

$$76 : 77 :: 100 : x.$$

En multipliant 77 par 100, on a pour produit 7700; divisant ce nombre par 76, on obtient au quotient 101, 31 pour valeur de x.

$$x = \frac{77 \times 100}{76}, \text{ ou } 101,\ 31.$$

Supposons maintenant que 100 volumes d'un gaz aient été mesurés à une pression de 0^m. 75, et que l'on veuille connaître son volume à 0^m. 76. L'opération sera tout-à-fait semblable à la précédente. Il faudra d'abord établir cette

proportion : La pression de 76 est à la pression de 75, comme 100 est à x.

$$76 : 75 :: 100 : x.$$

En multipliant 75 par 100, on obtient 7500 ; divisant ce produit par 76, le quotient donne 98, 68, qui est la valeur de x, c'est-à-dire le volume que l'on cherche.

$$x = \frac{75 \times 100}{76}, \text{ ou } 98,68.$$

Corrections relatives à la température. On sait que les gaz se dilatent sous l'influence de la chaleur, et qu'ils se contractent par un abaissement de température. On sait aussi que cette dilatation et cette contraction sont de $\frac{1}{267}$, ou, plus exactement, de, 0,00375 pour chaque degré du thermomètre centigrade, et que les changements de volume sont uniformes ; c'est-à-dire qu'un gaz se dilate autant en passant de + 10° à + 11° ; ou bien de + 20° à + 21°, de + 100° à +101°, etc., qu'en passant de 0° à + 1°. Connaissant le volume d'un gaz à une certaine température, il devient facile, avec ces données, de connaître celui qu'il aurait à une autre température.

Supposons que l'on ait mesuré 100 centimètres cubes d'un gaz quelconque à + 15°, et que l'on veuille savoir le volume que ce fluide élastique occuperait à 0°. Il faut pour cela établir la proportion suivante :

$$267 + 15 : 267 :: 100 : x.$$

x est le nombre cherché. On voit que pour connaître la valeur de ce quatrième terme, il faut multiplier par 100 le nombre 267, qui représente la dilatation du gaz à chaque degré thermométrique ; on obtient alors pour produit 26700, et on divise se produit par 267 + 15, ou par 282 ; c'est-à-dire par la somme des nombres qui représentent : 1° la dilatation du fluide élastique pour chaque degré thermométrique, 2° le degré centigrade où se trouvait le gaz au moment où l'on a fait l'expérience. En opérant ainsi, on obtient pour valeur de x, 94,68.

$$x = \frac{267 \times 100}{282}, \text{ ou } 94,68.$$

Donc, 100 volumes d'un gaz à + 15°, seraient réduits à 94, 68 à la température de 0°

Cet exemple suffit pour faire connaître la manière d'opérer pour toutes les températures. Il est peut-être inutile d'observer que si l'on voulait ramener à 0° le volume d'un gaz qui aurait été mesuré à une température au-dessous de glace, il faudrait, en établissant le premier terme de la proportion, retrancher de 267 le chiffre qui représente le degré thermométrique. Si, par exemple, le mesurage du gaz avait été fait à — 15°, il faudrait établir la proportion suivante :

$$267 - 15 : 267 :: 100 : x.$$

La valeur de x serait donnée par la règle suivante :

$$x = \frac{267 \times 100}{252}, \text{ ou } 105,95.$$

Par conséquent 100 volumes d'un gaz mesuré à 15° au-dessous de 0° deviendraient 105, 95 à 0°.

Dans les calculs qui précèdent, j'ai supposé que les gaz se dilataient de $\frac{1}{267}$ à chaque degré du thermomètre centigrade ; ce chiffre n'est pas exact ; c'est de $\frac{1}{266\ \frac{2}{3}}$ qu'il fallait dire. J'ai pris un nombre rond pour rendre les calculs plus simples et plus intelligibles. Connaissant la manière d'opérer, il est facile de faire les rectifications nécessaires.

On peut généraliser les propositions qui précèdent en disant avec M. Thénard : « On aura la dilatation du volume du gaz pour chaque degré en le divisant par 266 $\frac{2}{3}$, plus le nombre d'unités dont la température du gaz est au-dessus de zéro ; en prenant cette dilatation autant de fois qu'il y aura de degrés entre les deux températures, et en ajoutant la somme au volume ou l'en retranchant, suivant que ce volume devra être plus ou moins grand que le volume cherché. »

§ III. *Analyse de l'eau.*

Cette opération peut être faite 1° à l'aide de la pile galvanique ; 2° en décomposant l'eau par le fer à une haute température. — On peut encore arriver d'une manière exacte à la détermination du poids des éléments de l'eau, en faisant la synthèse de ce liquide, à l'aide du procédé de MM. Berzélius et Dulong, qui consiste à faire passer un courant d'hydrogène sur du bi-oxyde de cuivre porté au rouge, et recueillant les produits. Tous ces procédés analytiques ont été décrits dans le paragraphe consacré à l'histoire de l'eau (*voyez* page 27.)

§ IV. *Analyse des acides minéraux.*

Ces acides sont *gazeux*, *liquides* ou *solides*. Les premiers seront facilement distingués les uns des autres à l'aide des procédés qui ont été exposés dans le paragraphe qui a été consacré à l'analyse des gaz (*voyez* page 244). Le meilleur moyen d'arriver à la connaissance de la nature d'un acide consiste à le saturer par un peu de potasse, et à le transformer en sel. L'examen de ce sel en fait facilement reconnaître le *genre*; et par conséquent l'acide qui entre dans sa composition (*voyez* ANALYSE DES SELS.) — Ce moyen peut aussi être employé pour arriver à la détermination de la nature des principaux *oxydes métalliques*; mais ici c'est l'*espèce* du sel, et non pas le genre qu'il faut rechercher.

§ V. *Analyse des principaux métaux.*

Les métaux dont on peut être le plus souvent appelé à déterminer la nature sont le fer, le zinc, le bismuth, le plomb, le cuivre, le mercure, l'argent, l'arsenic, l'étain, l'antimoine, l'or et le platine.

1° La première opération à faire est de soumettre le métal à examiner à l'action de l'acide sulfurique faible. Parmi tous ces métaux, il n'y en a que deux qui soient dissous, par cet acide, avec effervescence et dégagement d'hydrogène: ce sont le *fer* et le *zinc*. Ils sont transformés en sulfates, dont un examen ultérieur fait facilement connaître la nature (*voyez* ANALYSE DES SELS.) On peut, sans recourir à d'autres réactifs, distinguer de suite ces deux métaux l'un de l'autre par le barreau aimanté, qui attire le fer et n'exerce aucune action sur le zinc.

2° Les métaux insolubles dans l'acide sulfurique doivent être traités à chaud par l'acide azotique. Deux métaux ne sont pas attaqués par cet acide : ce sont l'or et le platine. — Trois métaux sont transformés en une poudre blanche : ce sont l'arsenic, l'étain et l'antimoine. — Les autres sont *dissous* avec dégagement de bi-oxyde d'azote, et transformés en azotates : ce sont le *bismuth*, le *plomb*, le *cuivre*, le *mercure* et l'*argent*. Le mercure est liquide, les quatre autres sont solides et peuvent être distingués par leur couleur; dans tous les cas, un examen ultérieur de l'azotate qui s'est formé fait reconnaître l'*espèce* du sel, et par conséquent la nature du métal qui entre dans la composition de l'oxyde métallique.

3° Les métaux qui ont été transformés en une poudre blanche par l'action de l'acide azotique doivent être essayés par les charbons ardents; l'un d'eux, l'*arsenic*, est transformé en acide arsénieux qui se dissipe dans l'air sous forme d'une fumée blanche qui a une forte odeur alliacée. Rien de semblable n'a lieu si le métal est de l'*antimoine* ou de l'*étain*. Dans ce dernier cas, on dissout le métal dans l'eau régale, et on le transforme en chlorure. Si le métal que l'on essaie est de l'antimoine, le chlorure que l'on a produit est précipité par l'eau en flocons blancs d'oxy-chlorure d'antimoine (poudre d'algaroth.) L'eau ne précipite pas le chlorure d'étain. Une fois le métal reconnu, il n'en faut pas moins continuer ses recherches, et voir si la dissolution possède les caractères des sels d'étain ou d'antimoine.

4° Les métaux qui n'ont pas été attaqués par l'acide azotique sont l'*or* et le *platine*. Leur couleur pourrait servir à les distinguer; mais si l'on veut pousser plus loin ses recherches, on les dissout dans l'eau régale qui les transforme en chlorures; la dissolution d'or est précipitée en rouge pourpre par le proto-chlorure d'étain, lorsque les dissolutions sont étendues (précipité pourpre de Cassius); rien de semblable n'a lieu si le métal dissous est du platine.

§ VI. *Analyse des principaux sels minéraux.*

Lorsqu'on veut arriver à la connaissance de la nature d'un sel, il y a deux problèmes à résoudre. 1° Il faut d'abord chercher à quel *genre* appartient le sel, et par conséquent quel est l'acide qui entre dans sa composition. 2° Il faut ensuite procéder à la recherche de l'*espèce* du sel, ou, en d'autres termes, de la base salifiable.

A. *Caractères des genres.* Rappelons d'abord le nom des principaux genres.— Azotates, chlorates, brômates, iodates; — carbonates, bi-carbonates, sulfites, hypo-sulfites, chlorhydrates (ou chlorures des premières sections), brômhydrates, iodhydrates, sulfhydrates, cyanhydrates; — borates, phosphates, sulfates, arséniates, arsénites, chromates. — Les sels des autres genres sont généralement peu importants, et l'on est trop rarement appelé à en déterminer la nature, pour que nous en donnions les caractères ici.

1° La première chose à faire lorsqu'on procède à la recherche du genre d'un sel, est de projeter sur des CHARBONS ARDENTS une petite quantité de ce sel pulvérisé. Quatre genres scintillent, déflagrent et activent la combustion avec plus ou moins de vivacité. Ce sont les *azotates*, les *chlorates*, les *brômates* et les *iodates*. Les autres n'offrent rien de semblable.

Disons, par anticipation, que les sels qui sont formés par l'union d'un acide organique, tel que l'acide acétique ou tartrique, etc., avec les bases métalliques, présentent, lorsqu'on les projette sur des charbons ardents, un phénomène sur lequel il est bon d'arrêter un instant son attention; ces sels se boursouflent, noircissent, brûlent avec une fumée plus ou moins épaisse, et répandent une *odeur de sucre brûlé*. — Je n'ai pas à m'occuper ici de l'analyse des sels organiques, mais il était nécessaire de noter le phénomène dont il vient d'être question; car il est quelques sels minéraux qui ne fusent pas à la manière des azotates, lorsqu'on les met en contact avec les charbons ardents, mais qui semblent brûler et fumer à la manière des acétates, des tartrates, des oxalates, etc. Les sels volatils, tels que le carbonate et le chlorhydrate d'ammoniaque, certains sels qui éprouvent la fusion aqueuse et se boursouflent, pourraient, si l'on se contentait d'un examen superficiel et très-rapide, être confondus avec les sels formés par les acides organiques. On les en distinguera facilement par l'absence de l'odeur de sucre brûlé. — Revenons aux sels minéraux.

2° Les sels qui fusent sur les charbons ardents, doivent être traités par l'ACIDE SULFURIQUE. Sous l'influence de ce réactif, les *azotates* répandent des vapeurs blanches d'acide azotique; ces vapeurs deviennent plus épaisses lorsqn'on expose à leur contact un tube de verre imbibé d'ammoniaque liquide; il se forme alors de l'azotate d'ammoniaque. Les azotates présentent encore un caractère qui les fait aisément reconnaître : c'est de former des vapeurs rutilantes, lorsqu'on les traite à chaud par l'acide sulfurique et la tournure de cuivre. — Les *chlorates* deviennent jaunes-orangés par l'acide sulfurique, et dégagent une vapeur jaune qui a l'odeur d'oxyde de chlore. — Les *brômates* sont décomposés par l'acide sulfurique, surtout à l'aide de la chaleur; le brôme est mis en liberté. Le même effet est produit à froid par l'acide sulfureux. — Les *iodates* n'éprouvent aucune action apparente de l'acide sulfurique; leur solution, traitée par l'acide sulfureux, laisse précipiter de l'iode sous forme d'une poudre noirâtre, qui fournit des vapeurs violettes, lorsqu'on chauffe la liqueur.

3° Les sels qui ne fusent pas sur les charbons ardents doivent aussi être traités par l'ACIDE SULFURIQUE; il peut se présenter deux phénomènes : ou bien le sel fait effervescence, ou bien nul effet apparent n'est produit (on doit, comme dans le cas précédent, faire agir l'acide sulfurique sur le sel *solide*). Les sels qui font effervescence sont les carbonates, les bi-carbonates, les sulfites, les hypo-sulfites, les chlorhydrates, les brômhydrates, les iodhydrates, les sulfhydrates et les cyanhydrates. — Les sels qui ne font pas effervescence sont les borates, les phosphates, les sulfates, les arséniates, les arsénites et les chromates.

La nature de l'effervescence peut servir à caractériser quelques genres. Les *carbonates* et les *bi-carbonates*, tout en produisant une effervescence très-vive, ne dégagent ni vapeur, ni odeur; tous les autres, au contraire, ont une odeur, ou bien laissent dégager des vapeurs. On peut distinguer les carbonates des bi-carbonates par la solution de sulfate de magnésie, qui précipite la solution des carbonates neutres, et ne trouble pas, à la température ordinaire, celle des bi-carbonates. Dans ce dernier cas, en chauffant la liqueur, le précipité paraît. — Les *sulfites* et les *hypo-sulfites* font effervescence, en dégageant l'odeur vive et piquante du soufre qui brûle; en même temps les hypo-sulfites se colorent en jaune et laissent précipiter du soufre. — Les *chlorhydrates* et les *brômhydrates* font effervescence avec dégagement de vapeurs blanches et piquantes; leur solution est précipitée par l'azotate d'argent en flocons blancs, caillebottés, insolubles dans l'eau et dans les acides, mais *solubles dans l'ammoniaque*. Ces deux sels se ressemblent par ces caractères; mais on les distingue facilement par la solution de chlore, qui ne produit aucun effet dans celle des chlorhydrates, tandis qu'elle rend la solution des brômhydrates jaune-orangée, en mettant le brôme en liberté. — Les *iodhydrates* font effervescence avec dégagement de vapeurs jaunâtres; la solution de ces sels forme avec l'azotate d'argent un précipité blan-

châtre *insoluble dans l'ammoniaque.* — L'effervescence des *sulfhydrates* est accompagnée de l'odeur fétide d'œufs pourris. — Celle des *cyanhydrates* offre l'odeur d'amandes amères.

4° Parmi les sels qui ne fusent pas sur les charbons ardents et ne font pas effervescence avec l'acide sulfurique, il faut d'abord mettre hors de ligne les *chromates*, qui deviennent rouges-orangés par leur contact avec cet acide. Les autres ne présentent aucun effet, et doivent être dissous dans l'eau, pour pouvoir être essayés par d'autres réactifs. On commence par traiter cette solution par l'AZOTATE DE BARYTE, qui forme avec les cinq autres sels de cette série un précipité blanc floconneux; en versant quelques gouttes d'acide azotique dans la liqueur, le précipité reste insoluble, si le sel est un *sulfate*; il se dissout au contraire, si le sel appartient aux autres genres. — La solution du sel qui n'est ni un chromate, ni un sulfate, doit ensuite être traitée par l'AZOTATE D'ARGENT, qui y forme un précipité blanc, si ce sel est un *borate*; — jaune-serin, si c'est un *phosphate*; — rouge-briqueté, si c'est un *arséniate*; — jaune-orangé, si c'est un *arsénite*. Ce dernier précipité pourrait être confondu avec celui que fournissent les phosphates; mais on parvient facilement à distinguer ces deux genres en mélangeant une petite quantité du sel avec des charbons ardents, et chauffant ce mélange dans un tube de verre un peu étroit: l'arsénite fournit alors un sublimé d'arsenic métallique.

A l'aide des caractères qui précèdent, on peut arriver à la connaissance du genre de tous les sels minéraux qui sont employés en médecine ou dans les arts. L'acide une fois reconnu, si l'on veut pousser plus loin ses recherches, on peut voir si le sel se comporte avec les différents agents chimiques ou physiques, de la manière qui a été indiquée dans l'histoire générale de chacun des genres de sels. (*Voyez* Genres BORATE, CARBONATE, SULFATE, etc., page 129 et suivantes).

B. *Caractères des espèces.* L'espèce d'un sel, ai-je dit, est caractérisée par la base salifiable qui en fait partie. Rappelons d'abord les noms des principales espèces.

Les sels les plus importants sont ceux qui sont à base de potasse, soude, ammoniaque; — chaux, baryte, strontiane, alumine, magnésie; — protoxyde de fer, sesqui-oxyde de fer, bi-oxyde de cuivre, protoxyde de mercure, bi-oxyde de mercure, protoxyde d'argent, protoxyde de manganèse, protoxyde de zinc, protoxyde d'étain, bi-oxyde d'étain, protoxyde d'antimoine, protoxyde de bismuth et protoxyde de plomb.

1° La première chose à faire, lorsqu'on cherche à reconnaître la base d'un sel, consiste à le dissoudre dans un peu d'eau (si toutefois il est soluble), et à le traiter par la solution de CARBONATE DE POTASSE. Tous les sels sont précipités par ce réactif, à l'exception de ceux qui sont à base de potasse, de soude ou d'ammoniaque. Pour distinguer ces trois espèces de sels les unes des autres, on commence par en broyer une petite quantité, avec de la CHAUX VIVE, dans un mortier d'agathe. Si le sel est à base d'*ammoniaque*, il se dégage aussitôt une odeur vive et piquante ammoniacale; aucun effet n'est produit avec les deux autres espèces; on traite alors la solution concentrée du sel, par la solution également concentrée de CHLORURE DE PLATINE, qui précipite les sels de *potasse* en jaune, et ne précipite pas les sels de *soude*.

2° Les sels qui sont précipités par le carbonate de potasse doivent être traités par le CYANURE JAUNE DE POTASSIUM ET DE FER, qui ne trouble pas la solution des sels de chaux, baryte, strontiane, alumine et magnésie, et précipite au contraire tous les sels qui ne sont ni alcalins ni terreux. Voyons maintenant comment on distingue les uns des autres les espèces qui viennent d'être nommées. On commence par verser dans la solution quelques gouttes d'ACIDE SULFURIQUE, qui précipite les sels de chaux, baryte, strontiane, et ne précipite pas les deux autres. En étendant la solution d'une grande quantité d'eau, l'acide sulfurique ne précipite plus les sels de *chaux*, parce que le sulfate de chaux est un peu soluble dans l'eau. Quant aux sels de baryte et de strontiane, on les distingue l'un de l'autre, en délayant une petite quantité de la matière saline dans de l'alcool, et enflammant ce liquide. La flamme est rouge, si le sel est à base de *strontiane*, et jaune-verdâtre, s'il est à base de *baryte*. — Quant aux sels d'alumine et de magnésie, qui ne précipitent pas par l'acide sulfurique, on les distingue l'un de l'autre par la POTASSE, qui précipite ces deux espèces de sels en flocons blancs: ce précipité est soluble dans un excès d'alcali, si le sel est à base d'*alu-*

mine, et insoluble s'il est à base de *magnésie*.

3° Les sels qui précipitent par le carbonate de potasse, et par le cyanure jaune de potassium et de fer, sont les plus nombreux; mais, en procédant avec méthode, on peut les reconnaître au moyen d'un très-petit nombre de réactifs. Et d'abord le cyanure jaune de potassium et de fer en caractérise quelques-uns; car il précipite tous les sels en blanc, à l'exception des sels de *bi-oxyde de cuivre*, qui sont précipités en rouge-brun, des sels de *protoxyde de fer*, qui le sont en blanc-bleuâtre (le précipité devient bleu foncé par le chlore), et des sels de *sesqui-oxyde de fer*, qui sont précipités en beau bleu. Voilà donc déjà trois espèces qui sont très-bien caractérisées par le premier réactif: il est bien entendu que, lorsqu'on a acquis la connaissance que l'on cherchait, il faut, pour plus de sûreté, essayer le sel que l'on examine, par les différents réactifs, dont l'énumération a été faite à l'histoire de chaque espèce de sel (*voyez* SELS DE PROTOXYDE DE FER, page 190; de SESQUI-OXYDE DE FER, page 191; de BI-OXYDE DE CUIVRE, page 218).

4° Les sels qui sont précipités en blanc, par le cyanure jaune, doivent être essayés par la POTASSE CAUSTIQUE, qui les précipite tous, savoir: ceux de *protoxyde de mercure*, en noir; ceux de *bi-oxyde de mercure*, en jaune; ceux de *protoxyde d'argent*, en gris; tous les autres en blanc. Voilà encore trois nouvelles espèces suffisamment caractérisées.

5° Les sels qui précipitent en blanc, par la potasse, doivent être traités par l'ACIDE SULFHYDRIQUE, ou mieux par les sulfures alcalins qui les précipitent, savoir: ceux de *protoxyde de manganèse*, en blanc-rosé; ceux de *protoxyde de zinc*, en blanc sale; ceux de *protoxyde d'étain*, en brun-chocolat; ceux de *bi-oxyde d'étain*, en jaune-orangé; et enfin ceux de protoxyde de bismuth et de protoxyde de plomb, en noir. Il ne reste plus maintenant qu'à reconnaître la nature de ces deux derniers.

6° Le sel qui, en passant par toute la série des réactifs indiqués précédemment, a été précipité en noir par l'acide sulfhydrique, doit être traité par l'EAU, qui le précipite en blanc, s'il est à base d'*oxyde de bismuth*, et ne produit aucun effet, si le sel est à base d'*oxyde de plomb*.

C. *Sels insolubles*.— Jusqu'à présent, j'ai supposé que le sel à reconnaître était soluble; mais il peut arriver qu'il ne le soit pas, et voici comment il faut parer à cette difficulté: —On commence par réduire le sel en poudre, et par le faire bouillir, pendant quelque temps, dans dix à douze parties d'eau distillée, avec trois à quatre parties de carbonate de soude pur; de cette façon, on décompose le sel, et on le transforme, par double décomposition, en sel de soude soluble, et en carbonate insoluble. On sépare le carbonate par filtration, puis, on essaie la liqueur par les réactifs qui ont été indiqués, pour reconnaître la nature de l'acide, qui s'est combiné à la soude; si cela est nécessaire, on évapore une portion de cette liqueur à siccité, afin d'agir sur le sel solide. Une fois l'acide reconnu, la moitié du problème est résolue.

Il s'agit maintenant de reconnaître la base: or cette base est unie à l'acide carbonique, et forme avec lui un sel insoluble; on le lave avec de l'eau distillée, et on le traite par l'acide azotique affaibli, qui dégage tout l'acide carbonique, et s'unit à la base, en formant un azotate soluble, que l'on peut ensuite essayer à la manière ordinaire.

Ce procédé repose sur ce fait, que l'expérience a fait connaître, que presque tous les azotates et les sels de soude sont solubles.

D. *Sels doubles*. Pour procéder à la recherche de la nature des sels doubles, on opère absolument de la même manière que pour les sels simples, seulement il y a deux bases à reconnaître; mais comme chaque base se comporte avec les réactifs comme si elle était seule, il n'est pas difficile d'arriver à la solution du problème. Prenons pour exemple l'alun. Je suppose que le genre est connu, et qu'à l'aide des réactifs convenables, on s'est assuré que le sel est un *sulfate*. La première chose à faire est de traiter la solution du sel par le carbonate de potasse: or, comme il y a de l'alumine dans le sel, il y aura un précipité. — On le traitera ensuite par le cyanure jaune de potassium et de fer, qui ne troublera pas la solution, et on en tirera cette conclusion, que la base du sel est de la chaux, ou de la strontiane, ou bien de la baryte, de l'alumine, de la magnésie. — Cette solution sera ensuite traitée par l'acide sulfurique, qui n'y formera point de précipité: donc la base ne peut être que de l'alumine ou de la magnésie. — La potasse, versée dans la solution, y formera un précipité blanc gélatineux, soluble dans un excès d'alcali: la base est donc

de l'alumine, et par conséquent le sel est un sulfate d'alumine.

Mais on sait d'avance que, dans le commerce, le sulfate d'alumine n'existe presque jamais à l'état de pureté, et que ce sel est le plus souvent uni au sulfate d'ammoniaque ou au sulfate de potasse; il faut donc vérifier ses soupçons, et essayer le sel par d'autres réactifs ; la chaux vive dégagera de l'ammoniaque, si cette base existait dans le sel ; s'il n'y a pas de dégagement d'ammoniaque, le chlorure de platine formera dans la solution concentrée du sel un précipité jaune, qui décélera la présence de la potasse.

Je pense qu'à l'aide de ces principes, et avec un peu d'attention, il est facile de résoudre le problème suivant : *Un sel étant donné, déterminer quelle est sa nature.*

FIN DE LA CHIMIE MINÉRALE.

SECONDE PARTIE.

CHIMIE ORGANIQUE.

LIVRE PREMIER.

Histoire des corps organiques végétaux, ou CHIMIE VÉGÉTALE.

CHAPITRE Ier.

Considérations générales.

Quand on examine un végétal, on voit qu'il est composé d'un grand nombre de parties que l'organographie nous apprend à connaître; ces parties sont les racines, les tiges, les feuilles, les fleurs, les fruits, etc. L'anatomie végétale nous apprend à séparer de chacune de ces parties des éléments organiques divers, tels que l'épiderme, les tissus cellulaire et vasculaire, les glandes, etc. La chimie va plus loin; elle sépare ces éléments organiques en *principes* qui, en dernier ressort, peuvent être décomposés en éléments simples, ordinairement en petit nombre. Ces éléments simples, qui, par leur réunion, forment la molécule végétale, sont l'oxygène, l'hydrogène, le carbone et quelquefois l'azote. Quelles que soient, en effet, les opérations chimiques que l'on fasse subir aux substances végétales, on ne peut, le plus souvent, en retirer que ces quatre éléments; quelques principes, en très-petit nombre, contiennent encore du soufre.

Les éléments des végétaux, en s'associant de diverses manières, donnent naissance à des substances composées, qui offrent toujours les mêmes propriétés, quel que soit le végétal ou la partie du végétal qui les a fournies; c'est à ces substances composées que l'on a donné le nom de *principes immédiats* des végétaux. Enfin les principes immédiats peuvent eux-mêmes s'unir en plus ou moins grand nombre, et donner naissance à des corps plus composés, que l'on désigne sous le nom de *produits*. Tel est, par exemple, l'opium.

Si, en faisant subir certaines opérations aux produits, ou aux principes immédiats des végétaux, on ne peut, en dernière analyse, en retirer que de l'oxygène, de l'hydrogène, du carbone et quelquefois de l'azote, est-il possible d'obtenir la preuve des opérations au moyen de la synthèse? ou, en d'autres termes, peut-on combiner ces éléments, de manière à former, de toutes pièces, des principes analogues à ceux que l'on peut retirer des végétaux? Il faut bien avouer qu'ici la chimie est tout-à-fait impuissante; elle peut bien, à l'aide de certains procédés, faire varier la quantité relative des éléments de quelques produits végétaux, leur faire subir des changements tels, qu'après l'opération, ils ressemblent entièrement à des principes immédiats, que la nature nous offre tout formés; elle peut, par exemple, transformer le ligneux en gomme, la gomme en sucre, le sucre en acide oxalique, etc.; mais toutes les fois qu'elle a voulu combiner ensemble le carbone, l'hydrogène et l'oxygène, isolés de certains principes, ses efforts ont été vains. — Si ces corps simples étaient liquides, rien ne serait plus facile à faire que cette synthèse; mais on sait déjà que le carbone est toujours solide, que l'oxy-

gène et l'hydrogène sont gazeux : or, la cohésion de l'un, l'élasticité des autres sont des obstacles que l'affinité ne peut vaincre ; si l'on veut augmenter cette affinité par l'application du calorique, les obstacles ne sont pas détruits, car l'élasticité des corps gazeux est augmentée ; et lors même que la combinaison pourrait avoir lieu, elle ne saurait donner naissance au principe immédiat que l'on veut former, puisque tous ces principes sont décomposés par la chaleur, et transformés en eau, acide carbonique, hydrogène carboné, et autres corps composés, dans lesquels l'analyse ne peut faire découvrir que la présence des corps simples élémentaires.

Ainsi la nature seule peut créer les produits ou les principes immédiats des végétaux. C'est dans les actes de la germination et de l'accroissement des plantes, que ce développement a lieu.

§ Ier. *De la germination.*

On désigne sous le nom de germination la série des phénomènes par lesquels passe une graine fécondée, et parvenue à sa maturité, lorsque, mise dans des conditions favorables, elle se gonfle, rompt ses enveloppes, et tend à développer l'embryon qu'elle renferme dans son intérieur.

Rappelons ici, en peu de mots, que les graines sont formées : 1° d'une enveloppe extérieure, nommée *épiderme* ; 2° d'une partie parenchymateuse, que l'on désigne sous le nom d'*amande*, et qui comprend l'*embryon*, et quelquefois un corps accessoire que l'on nomme *endosperme*. — L'embryon est un corps organisé, qui constitue le rudiment d'une nouvelle plante ; il est formé de quatre parties, savoir : 1° de la *radicule*, qui, dans l'acte de la germination, donne naissance à la racine ; 2° du *corps cotylédonaire*, qui peut être simple, ou formé de deux ou plusieurs parties, et qui paraît destiné, par la nature, à fournir à la plante les premiers matériaux de sa nutrition ; 3° de la *gemmule*, ou *plumule*, petit corps simple ou composé, formé par plusieurs petites feuilles plissées diversement sur elles-mêmes, et constituant le rudiment de toutes les parties qui doivent se développer à l'air extérieur ; 4° enfin de la *tigelle* ou rudiment de la tige ; ce dernier organe n'existe pas toujours d'une manière bien manifeste.

Une graine ne peut germer que lorsqu'elle a été fécondée, qu'elle est en parfaite maturité, et qu'elle n'est pas trop ancienne. Il faut de plus qu'elle soit exposée à une certaine température, qu'elle soit en contact avec l'eau et l'air, et qu'elle soit soustraite à l'action d'une trop vive lumière.

1° la *chaleur* est très-nécessaire à la germination. En effet, lorsqu'une graine est placée dans un lieu dont la température est au-dessous de zéro, elle n'éprouve aucun changement, et ne se développe pas. Cependant, il ne faut pas que la température dépasse certaines limites, car alors elle dessécherait la graine et lui ôterait tout principe de vie. Une chaleur de + 10° à + 30° centigrades convient à la germination, et accélère le développement des différentes parties de l'embryon. Quelle est l'action du calorique dans cette circonstance ? On admet qu'il excite les forces vitales de la graine, qu'il éloigne les molécules qui entrent dans sa composition, et qu'il dispose les différents principes qui la constituent à entrer dans de nouvelles combinaisons.

2° L'*eau*, en petite quantité, n'est pas moins utile que la chaleur ; elle pénètre la substance de la graine, ramollit ses enveloppes, fait gonfler l'embryon, et détermine dans la nature de l'endosperme ou des cotylédons des changements qui les rendent propres à fournir à la jeune plante les premiers matériaux de sa nutrition. Elle agit encore comme dissolvant des substances solides ou gazeuses qui doivent concourir à nourrir la plante qui se développe. Il est probable qu'elle se décompose en partie, que ses éléments se combinent en diverses proportions avec le carbone qui provient de l'acide carbonique de l'air, et qu'elle contribue ainsi à former les principes immédiats du végétal qui commence à croître. Il est des graines qui germent dans l'eau : telles sont celles des plantes aquatiques ; mais les graines des plantes terrestres seraient rapidement détruites si elles étaient entièrement plongées dans ce liquide. Pour que la germination de celles-ci ait lieu, il ne faut pas que la quantité d'eau soit trop considérable.

3° L'*air* ou le gaz *oxygène* sont indispensables à l'acte de la germination : c'est en vain que l'on chercherait à faire germer une graine dans un gaz impropre à la combustion, ou bien dans le vide de la machine pneumatique, ou bien dans un point de la terre trop éloigné de la surface du sol et du contact de l'air atmosphérique. — Voici comment on explique

l'action de l'oxygène : ce gaz se combine avec une portion du carbone de la fécule qui fait partie de l'endosperme ou du corps cotylédonaire, et transforme cette fécule en sucre. Cette nouvelle substance sert à la nourriture de l'embryon, jusqu'à ce que les racines et les organes foliacés soient assez développés pour pouvoir puiser dans le sol et dans l'air les éléments de la nutrition du végétal. En même temps que la fécule change de nature, les éléments de cette substance, en s'unissant à l'oxygène de l'air, donnent encore naissance à de l'acide acétique et à de l'acide carbonique. La formation du premier de ces acides peut être prouvée en faisant germer des graines de froment, de chanvre, de lentilles, dans un milieu entièrement composé de carbonate de chaux bien lavé ; à la fin de l'expérience, on trouve qu'une partie de ce sel est passée à l'état d'acétate de chaux. Quant à l'acide carbonique, on peut se convaincre de sa formation en faisant germer des graines dans une capsule placée sur la cuve à mercure, et recouverte d'une cloche contenant du gaz oxygène : on trouve, à la fin de l'expérience, qu'une partie de l'oxygène a disparu, et a été remplacée par un volume égal d'acide carbonique. — Ce n'est pas à l'état de pureté que l'oxygène favorise la germination ; il en accélère d'abord les phénomènes, mais il ne tarde pas à détruire les germes en leur imprimant une action trop puissante. Sous ce rapport, il en est des graines comme des animaux, qui ne peuvent respirer long-temps du gaz oxygène pur. Il est donc indispensable que la grande activité de ce gaz soit modérée par son mélange avec un gaz impropre par lui-même à l'acte de la germination ; par exemple, avec de l'azote ou de l'hydrogène.

4° La *lumière* nuit à la germination en échauffant trop l'oxygène ; car, d'après M. Théodore de Saussure, les graines germent comme à l'ordinaire lorsqu'on fait tomber sur elles des rayons solaires dont on a absorbé les rayons calorifiques à l'aide d'un verre. Dans tous les cas, l'expérience a démontré que les graines germent bien mieux à l'obscurité, que lorsqu'elles sont exposées à la lumière du soleil.

Certaines substances, telles que le chlore et les alcalis, ont la propriété d'accélérer la germination. — M. de Humbolt a reconnu que des graines de cresson alénois (*lepidium sativum*) germaient dans le court espace de 5 à 6 heures, lorsqu'on les mettait dans une solution aqueuse de chlore ; tandis qu'il faut ordinairement 36 heures pour faire germer ces graines dans l'eau pure. Il est probable que le chlore agit dans ce cas en décomposant l'eau, s'emparant de l'hydrogène, et mettant en liberté l'oxygène, et que c'est à la présence d'une grande proportion de ce dernier gaz qu'est due l'accélération de la germination. — M. de Humbolt a également remarqué que toutes les substances qui peuvent céder facilement une partie de leur oxygène produisent un effet analogue. C'est ainsi qu'agissent certains oxydes métalliques, l'acide azotique étendu d'eau, etc. M. Matteucci a vu des graines de lentilles germer au bout de 30 heures, dans de l'eau rendue un peu alcaline par une petite quantité de potasse ; tandis qu'il leur faut un temps beaucoup plus long pour germer dans l'eau pure. Dans toutes ces circonstances, il se manifeste des effets analogues à ceux qui se produisent lorsqu'on met la graine en contact avec l'oxygène pur ; c'est-à-dire que le jeune embryon, épuisé par un développement trop rapide, ne tarde pas à périr.

Il y a des substances salines, telles que les solutions d'acétate de plomb, d'acétate de cuivre, de chlorure de sodium ou de baryum, de bi-chlorure de mercure, et d'azotate d'argent, qui s'opposent à l'acte de la germination.

§ II. *Nutrition et accroissement des plantes.*

Lorsque, par l'effet de la germination, la gemmule est parvenue hors de terre, que les cotylédons se sont desséchés, et que la radicule a pris du développement, le végétal continue à prendre un accroissement plus ou moins rapide, en s'assimilant de nouveaux aliments qu'il puise dans les milieux avec lesquels il se trouve en rapport ; ces milieux sont l'air, l'eau et le sol. — De même que la germination, l'accroissement des végétaux est influencé par différents agents que je vais passer en revue.

Influence de l'acide carbonique. Une plante périt lorsqu'on l'abandonne dans une atmosphère entièrement composée de gaz acide carbonique ; elle périt encore dans un mélange à parties égales d'air et d'acide carbonique ; si le mélange est formé de 12 parties de ce dernier gaz et de 88 parties d'air ordinaire, la

végétation peut avoir lieu et se faire avec assez de vigueur; mais, lorsque le mélange est formé dans les proportions de 11 parties d'air et de 1 partie d'acide, la végétation se fait plus rapidement que dans l'air atmosphérique pur. Nous verrons tout-à-l'heure la manière dont l'acide carbonique, qui se trouve naturellement dans l'air, agit sur les végétaux dans l'acte de leur nutrition.

Influence de l'hydrogène. Le gaz hydrogène pur fait périr la plante que l'on expose à son contact; mais moins promptement que l'acide carbonique.

Influence de l'azote. L'azote ne peut entretenir l'accroissement des plantes, mais il n'occasionne pas leur mort aussi rapidement que l'acide carbonique et l'hydrogène. D'après MM. Théodore de Saussure, Godefroy, Hembstaedt, l'azote à l'état de gaz n'est jamais absorbé par les plantes, soit pur, soit mêlé aux gaz oxygène ou acide carbonique; et celui qui fait partie de leurs principes ne peut provenir que des engrais, ou de l'eau qui en contient une petite quantité en solution. Les recherches de M. Vaudin, pharmacien à Laon, sont au contraire de nature à faire admettre que l'azote gazeux peut être absorbé par les plantes. M. Vaudin a commencé par s'assurer que certains extraits végétaux pouvaient fournir à l'analyse de l'acide azoteux, de l'acide azotique, et même de l'azotate de potasse; ceci posé, il a fait germer des graines de froment, de stramoine et de lin, sur du verre pilé qui ne pouvait servir que de support; ce verre pilé était arrosé d'eau distillée; ces graines se développèrent et ne tardèrent pas à présenter des tiges d'un demi-pied, qui toutes fournirent un extrait, dans lequel on put reconnaître la présence de l'acide azoteux. Or, comme ces graines, tout en contenant une petite quantité d'azote, n'en renferment pas assez pour pouvoir donner naissance à une quantité appréciable d'acide azoteux, et que dans cette expérience il n'y avait ni engrais azoté, ni eau contenant un peu d'azote, à l'action desquels on pût rattacher la présence de ce corps dans les petites plantes; comme enfin, il est impossible d'admettre que dans l'accroissement des végétaux, l'azote a été *créé*, il faut bien croire que ce gaz a été absorbé dans l'air atmosphérique qui entourait les jeunes pousses. — Suivant M. Vaudin, l'acide azoteux se trouve surtout dans les portions de la plante qui sont jaunies et comme brûlées. « Tous les végétaux vivants, ajoute-t-il, contiennent dans leur tissu ligneux les éléments propres à donner naissance à de l'acide azoteux; c'est-à-dire que l'azote atmosphérique, étant continuellement absorbé dans toutes les périodes de la végétation, sert à la formation des principes immédiats azotés, et qu'à la faveur de l'eau, de l'alcali et de l'électricité, cet azote s'oxyde et s'acidifie davantage à mesure que la végétation s'avance, forme de l'azotate de potasse, et colore de plus en plus les sucs du végétal, pour réagir enfin sur la *chlorophylle* (matière colorante verte des végétaux) qu'il détruit complètement dans la plupart des plantes. Cet effet va toujours croissant, quoique la plante ne soit plus sous l'influence de la végétation; d'où il suit que la formation des principes immédiats des plantes est le résultat d'actions et de combinaisons moléculaires déterminées par des courants de fluide électique, transmis à ces molécules par l'appareil ligneux » (*Journal de chimie médicale*, 1832 et 1833).

Influence de l'oxygène. L'oxygène à l'état de pureté ne peut entretenir pendant long-temps l'accroissement des plantes; il ne tarde pas à les faire périr.

Action de l'air atmosphérique. L'air atmosphérique est le seul gaz qui soit réellement favorable à la nutrition et à l'accroissement des plantes; dans l'action de ce gaz, il faut examiner successivement l'influence de la petite quantité d'acide carbonique qui en fait partie, et de l'oxygène qui entre dans sa composition : j'ai déjà dit que d'après M. Vaudin l'azote de l'air était absorbé directement.

1° Toutes les parties vertes des plantes décomposent l'acide carbonique de l'air, lorsqu'elles sont en contact avec les rayons du soleil; elles s'emparent de tout son carbone, absorbent une petite quantité de son oxygène (environ un tiers), et dégagent l'autre sous forme de gaz. Le végétal acquiert donc du carbone pendant le jour, en décomposant l'acide carbonique de l'air. Lorsque les plantes sont plongées dans l'obscurité, les parties vertes, au lieu d'absorber et de décomposer l'acide carbonique, s'emparent d'une certaine quantité de l'oxygène de l'air; ce gaz reste en partie dans le végétal sans éprouver d'altération; mais la plus grande partie de cet oxygène se combine avec une quantité proportionnelle du carbone de la plante, et donne

naissance à de l'acide carbonique; celui-ci se dégage dans l'air; mais une portion de cet acide reste cependant en solution dans l'eau de végétation de la plante. Ainsi les végétaux perdent une portion de leur carbone pendant la nuit; mais cette perte est plus que compensée par l'effet contraire qui se produit pendant le jour.

Si on laisse des feuilles grasses passer plusieurs jours sous un même récipient, on voit leur atmosphère augmenter pendant le jour et diminuer pendant la nuit. M. Théodore de Saussure, qui a observé ces effets, leur a donné le nom d'*inspiration* et d'*expiration*. Dans ses expériences, il s'est principalement servi du *cactus opuntia*, dont les feuilles végètent avec beaucoup de vigueur; il les mettait sous des récipients dont les bords plongeaient dans du mercure, et qui, outre un volume de feuilles, contenaient environ huit volumes d'air atmosphérique privé d'acide carbonique; il les tenait dans l'obscurité pendant 30 à 40 heures, afin de pousser les inspirations au plus haut degré possible; les feuilles ont pu, en pareilles circonstances, absorber jusqu'à une fois et quart leur volume d'air. C'est en vain que M. de Saussure a essayé d'extraire le gaz inspiré, en plaçant les feuilles dans le vide de la machine pneumatique, ou en les exposant à une chaleur incapable de les altérer; il en a tiré cette conclusion, qui a été énoncée plus haut, que le gaz oxygène qui est absorbé, et qui a formé de l'acide carbonique, reste en partie dans la plante, et qu'il y est retenu, uni à l'eau, par la compression qu'exerce l'organisation végétale. Lorsqu'un cactus placé dans l'obscurité ne fait plus d'inspiration, il continue à vicier son atmosphère en changeant l'oxygène en acide carbonique, et cet effet a lieu jusqu'à ce qu'il ne reste plus d'oxygène ou que la plante soit morte. — Pendant le jour les effets changent : l'atmosphère, limitée par la cloche, reprend le volume qu'elle avait avant le commencement de l'inspiration, et la plante expire une quantité d'oxygène égale à celle qu'elle avait absorbée. Cet effet diffère un peu de celui qui se passe à l'air libre; car j'ai dit que dans les circonstances ordinaires, les plantes absorbaient une portion de l'oxygène qui provient de l'acide carbonique qu'elles ont décomposé au soleil. Mais dans ce dernier cas, l'acide carbonique est étranger à la plante, tandis que, dans l'expérience de M. de Saussure, cet acide provient de l'union de l'oxygène qui environne la plante avec une partie de son propre carbone. Les circonstances ne sont donc plus les mêmes.

De tous les faits qui viennent d'être énoncés, on peut déduire les conséquences suivantes : 1° L'air atmosphérique ordinaire est, de tous les corps gazeux, celui qui entretient le mieux la nutrition et l'accroissement des végétaux. — 2° Pendant la nuit, l'air se trouve vicié par suite de la combinaison de l'oxygène de ce gaz avec le carbone des plantes, et la formation d'une certaine quantité d'acide carbonique, qui se répand en grande partie dans l'atmosphère. — 3° Pendant le jour, l'effet contraire a lieu, c'est-à-dire que l'air est rendu plus pur, par suite de l'absorption d'une partie de l'acide carbonique par les *parties vertes* des plantes, et de la décomposition de cet acide en oxygène, qui se répand en grande partie dans l'atmosphère, et en carbone, qui se fixe dans le végétal. — 4° Dans les circonstances ordinaires, et à l'air libre, l'absorption et la décomposition de l'acide carbonique sous l'influence de la lumière, l'emportent sur la formation et l'exhalation de ce gaz pendant la nuit; il en résulte qu'une certaine quantité de carbone se trouve journellement fixée dans le végétal. Comme conséquence toute naturelle de ce fait, on doit admettre en théorie que les végétaux assimilent d'autant plus de carbone, et s'accroissent d'autant plus vite que les jours sont plus longs par rapport aux nuits; cette théorie est prouvée par l'observation, qui démontre que, dans les longs jours de la belle saison, l'accroissement des végétaux se fait d'une manière active, tandis qu'il reste presque stationnaire lorsque la longueur des jours égale à peine celle des nuits.

Les expériences de M. Th. de Saussure ont démontré que les fleurs se putréfient promptement dans le vide; ou dans les gaz impropres à la nutrition des plantes; qu'elles ne se maintiennent dans l'air que par leur action sur le gaz oxygène; qu'elles absorbent, toutes proportions gardées, une plus grande quantité de ce gaz que le reste de la plante; enfin, qu'elles ne changent pas sensiblement le volume de l'air, car l'oxygène absorbé se trouve remplacé par une quantité à peu près égale d'acide carbonique. Lorsqu'on plonge les fleurs d'une plante vivante dans une atmosphère d'acide carbonique,

ces fleurs, avons-nous dit, ne tardent pas à périr; mais l'effet destructeur de l'acide carbonique ne s'étend qu'aux parties soumises à son contact, et le reste du végétal reste intact.

Les racines se comportent à peu près avec l'air de la même manière que les fleurs ; mais ici l'effet est plus général, et s'étend à toute la plante. M. Th. de Saussure, ayant arraché de jeunes marronniers pourvus de leurs feuilles, entoura une partie des racines de quelques-uns de ces arbres, d'une atmosphère d'acide carbonique, d'azote ou d'hydrogène, contenus dans des cloches percées au sommet, pour laisser passer les tiges. Les appareils étaient disposés de telle façon, que les feuilles s'étalaient dans l'air, que les racines étaient plongées dans le gaz avec lequel on voulait les mettre en contact, et que la partie inférieure seulement des radicules était plongée dans l'eau. Les marronniers dont les racines étaient entourées d'acide carbonique périrent vers le 7e jour ; l'azote et l'hydrogène n'amenèrent la mort des jeunes arbres que vers le 13e jour ; quant à ceux dont les racines étaient environnées d'air, ils étaient encore très-vigoureux au bout de trois semaines, à la fin de l'expérience.

Ces observations nous permettent de concevoir, dit M. Thénard, 1° une partie des avantages qu'on trouve à remuer le sol qui doit servir à la végétation ; 2° pourquoi les racines ont d'autant plus de force, qu'elles sont plus près de la superficie de la terre ; 3° par quelle raison les racines pivotantes, qui n'ont que très-peu de chevelu, croissent mieux, toutes choses égales d'ailleurs, dans une terre sèche que dans une terre humide ; et mieux encore dans une terre légère que dans une terre compacte ; 4° comment il se fait que les racines des arbres se divisent singulièrement lorsqu'elles pénètrent dans du fumier, dans la vase ou dans des conduits d'eau : n'est-ce pas pour rechercher la très-petite quantité d'oxygène qui s'y trouve?

M. Bérard a cherché à établir en 1821, dans son mémoire sur la maturation, que les fruits verts absorbaient l'oxygène de l'air et le transformaient en acide carbonique par une portion de leur carbone, et que cet effet était plus sensible sous l'influence de la lumière qu'à l'ombre (*Ann. de ch. et de phys.*, *t.* XVI). — M. Th. de Saussure a soutenu une opinion toute opposée, et a cherché à établir que les fruits ne se comportent point avec l'air de la même manière que les fleurs, les racines, etc. ; mais que, lorsqu'ils sont verts, ils exercent sur le corps gazeux une action entièrement semblable à celle des feuilles; c'est-à-dire qu'ils absorbent et décomposent l'acide carbonique pendant le jour, et que pendant la nuit ils inspirent l'oxygène et le transforment en acide carbonique (*Ann. de ch. et de phys.*, *t.* XIX). — En 1831, M. Couverchel a fait connaître les résultats de recherches qui ont éclairé cette question. On doit, d'après M. Couverchel, établir deux périodes dans l'existence des fruits : la première comprend leur développement et la formation des principes qui entrent dans leur composition ; alors les fruits sont *verts* et agissent sur l'air atmosphérique de la même manière que les feuilles. La seconde période comprend la maturation, qui est indépendante de la végétation, puisqu'elle a lieu lorsque les fruits sont détachés de l'arbre ; elle ne consiste que dans une réaction purement chimique qui s'exerce entre les principes, et leur fait éprouver des changements qui en modifient la nature. Pendant que ces changements s'opèrent, les fruits exhalent une grande quantité d'acide carbonique qui provient de l'union d'une partie de leur oxygène avec une partie proportionnelle de leur propre carbone, et non pas de la combinaison de ce dernier avec l'oxygène de l'air, puisque la maturation peut avoir lieu à l'abri du contact de ces gaz.

Influence de l'électricité. Les expériences que M. Becquerel a publiées dans le n° de mai 1834, du *journal de ch. méd.*, semblent démontrer que lorsqu'on expose certaines plantes dans un faible courant électrique, la végétation devient plus rapide et plus vigoureuse. Un vase fut rempli d'eau contenant en solution un grain de chlorure de sodium; quatre châssis, soutenant chacun un ognon de jacinthe, furent plongés dans ce liquide ; deux de ces châssis étaient en verre ; le 3e était en cuivre et le 4e en zinc ; ces deux derniers communiquaient ensemble au moyen d'un fil métallique, et composaient ainsi un élément voltaïque. Les jacinthes placées sur les châssis métalliques se développèrent beaucoup plus rapidement que celles qui reposaient sur du verre ; mais le développement se fit avec plus de force dans la jacinthe placée au pôle cuivre que dans celle qui était en contact avec le pôle zinc : cela provenait très-probablement de ce que dans

l'action de l'élément voltaïque sur le chlorure de sodium et l'eau, il y avait décomposition de ces deux corps, formation d'acide chlorhydrique, élément électro-résineux, qui devait se porter au pôle zinc, et de potasse, élément électro-vitré qui était attiré au pôle cuivre. Or il a été établi précédemment (page 255) que les alcalis ont la propriété d'accélérer la végétation ; M. Payen a de plus prouvé, par des expériences publiées en 1834, que les acides nuisent à la végétation, et que les alcalis employés en faible quantité sont favorables à cet acte ; donc la jacinthe placée sur le cuivre, qui attirait la potasse, devait naturellement se développer avec plus de vigueur que les autres.

Influence de l'eau. L'eau est indispensable à la végétation ; ce liquide agit, non-seulement comme dissolvant de certains principes que la plante s'assimile, mais encore comme matière alimentaire qui cède ses principes au végétal. C'est M. Th. de Saussure qui a prouvé que dans l'acte de la végétation l'eau était absorbée, et contribuait à l'accroissement des plantes, en leur fournissant de l'oxygène et de l'hydrogène.

Influence des engrais. Les engrais contribuent à la végétation, en fournissant aux plantes des sucs qu'elles peuvent s'assimiler ; ils y contribuent encore par le gaz acide carbonique qu'ils laissent dégager. D'après M. Th. de Saussure, les engrais ne fournissent aux végétaux qu'une très-faible partie des éléments qui entrent dans leur composition ; presque tous ces éléments proviennent de l'eau ou du gaz acide carbonique répandu dans l'air. Ainsi, dans une expérience faite avec un tournesol, le calcul a démontré à M. de Saussure que le terreau n'avait fourni que la vingtième partie de la matière nutritive que le tournesol s'était assimilé pendant son accroissement.

Influence du sol. Outre les différentes substances organisées qui entrent dans la composition des végétaux, et qui sont toutes formées, ainsi que je l'ai déjà dit, d'oxygène, d'hydrogène et de carbone combinés en diverses proportions, il est encore des substances qui, sans faire partie nécessaire de leur organisation, s'y retrouvent toujours en quantité plus ou moins considérable ; tels sont la chaux, la silice, le carbonate et les phosphates de chaux et de magnésie, les carbonates de soude et de potasse, l'azotate de potasse, les oxydes de fer et de manganèse, etc. Or les expériences de M. Th. de Saussure ont démontré que ces différentes matières inorganiques étaient fournies par le sol, et qu'elles étaient dissoutes ou entraînées par l'eau qui les transportait dans l'intérieur du tissu végétal, en y pénétrant par les racines. Ce n'est donc point l'acte de la végétation qui *forme* ces substances, ainsi que Schrœder et plusieurs botanistes et physiciens l'avaient avancé. Ce fait a été mis hors de doute par M. Lassaigne, qui a répété de la manière suivante les expériences de M. de Saussure. « Au 2 avril dernier, je plaçai, dit-il, dix grammes de sarrasin (*polygonum fagopyrum*) dans une capsule de platine contenant de la fleur de soufre lavée et que j'avais humectée avec de l'eau distillée, récemment préparée ; je la posai sur une assiette de porcelaine qui contenait un demi-centimètre d'eau distillée, et je recouvris le tout avec une cloche de verre, à la partie supérieure de laquelle il y avait un robinet, qui, au moyen d'un tube de verre recourbé en siphon, et terminé par un entonnoir, me permettait de verser de l'eau de temps en temps sur le soufre. — Au bout de deux ou trois jours, les graines avaient germé pour la plus grande partie ; on continua de les arroser tous les jours, et dans l'espace d'une quinzaine elles avaient poussé des tiges de six centimètres de hauteur, surmontées de plusieurs feuilles. On les rassembla avec soin, ainsi que plusieurs graines qui n'avaient point levé, et on les incinéra dans un creuset de platine ; la cendre qu'on en obtint pesait 0 gr. 220 ; soumise à l'analyse, elle a donné 190 de phosphate de chaux, 25 de carbonate de chaux et 5 de silice. — Dix grammes de ces mêmes semences incinérées, fournirent la même quantité de cendre formée exactement des mêmes principes » (*Journal de pharmacie*, t. VII). Cette expérience, qui fut répétée une seconde fois et qui donna le même résultat, prouve évidemment, qu'après leur développement dans l'eau distillée, les jeunes plantes de sarrasin ne contenaient pas plus de sels et de silice que les graines qui leur avaient donné naissance. — Comme on trouve dans les plantes beaucoup de substances minérales naturellement insolubles, M. de Saussure pense que ces substances sont combinées avec une matière extractive qui fait partie du terreau, et qui les rend solubles.

Le résidu de l'incinération des substances végétales est désigné sous le nom de *cendres*. Les cendres ne contiennent pas tous les sels qui existaient dans les plantes ; en effet un grand nombre de ces sels sont formés par l'union d'un alcali avec un acide organique, tel que l'acide malique, ou tartrique, oxalique, etc. ; or ces acides étant destructibles par la chaleur, les alcalis qui leur étaient combinés sont mis en liberté, ou bien s'unissent à une portion de l'acide carbonique qui résulte de la combustion. Le soufre et les azotates qui existent naturellement dans les plantes sont nécessairement brûlés et transformés en d'autres produits pendant l'incinération ; de même que les sels organiques, ils ne peuvent donc faire partie des cendres. Il en est de même de certains carbonates qui doivent être détruits, lorsque la calcination a été assez forte pour chasser l'acide carbonique.

Plusieurs plantes ne végètent bien que dans les terrains qui contiennent des sels d'une nature particulière ; les plantes marines, par exemple, végètent mal dans un sol où il n'y a point de chlorure de sodium ; le blé, au contraire, ne prospère pas dans les terrains qui contiennent une forte proportion de ce sel ; la pariétaire, la bourrache, les orties ne réussissent bien que dans les terrains qui contiennent des azotates de potasse ou de chaux ; le trèfle et la luzerne poussent avec vigueur dans les terrains plâtrés, etc.

Quant à la manière dont les différentes substances qui servent à la nutrition des plantes sont assimilées par celles-ci, c'est dans les ouvrages consacrés à la physiologie végétale que l'on trouvera les détails qui sont relatifs à cette question.

§ III. *Lois auxquelles la combinaison des substances végétales est soumise.*

J'ai déjà dit plusieurs fois que les principes immédiats des végétaux étaient formés d'oxygène, d'hydrogène et de carbone, et que quelques-uns d'entre eux contenaient de l'azote. Il est cependant essentiel de noter en passant que plusieurs substances végétales ne sont formées que de deux éléments, par exemple de carbone et d'oxygène, ou bien de carbone et d'hydrogène. — Lorsqu'une substance végétale ne contient point d'azote, et que la quantité de son oxygène est à celle de son hydrogène, dans un rapport plus grand que dans l'eau, cette substance est toujours acide, quelle que soit la quantité de carbone qui entre dans sa composition. — Dans le cas contraire, la substance est le plus souvent huileuse, résineuse, alcoolique ou éthérée. — Lorsque l'oxygène et l'hydrogène d'une matière végétale sont dans des rapports tels qu'en s'unissant ils formeraient de l'eau, sans résidu de l'un ou de l'autre de ces éléments, la substance est analogue au sucre, à la gomme, à l'amidon, au ligneux, etc. — Quand un principe immédiat contient beaucoup d'hydrogène, elle contient aussi beaucoup de carbone, et réciproquement. — Aucune matière végétale ne contient assez d'oxygène pour pouvoir transformer tout son hydrogène et son carbone en eau et en acide carbonique.

Pendant fort long-temps on a considéré les éléments oxygène, hydrogène, carbone, comme unis directement entre eux dans les principes immédiats des végétaux. Mais depuis quelques années, les travaux de plusieurs chimistes tendent à prouver qu'il en est des principes immédiats comme des sels ; c'est-à-dire que la plupart de ces principes peuvent être considérés comme formés non pas d'oxygène, d'hydrogène et de carbone, unis tout simplement et sans prédisposition moléculaire, mais bien de composés binaires qui jouent les uns par rapport aux autres le rôle d'éléments électro-chimiques, et qui sont combinés sans décomposition dans la substance végétale, comme l'acide et l'oxyde dans les sels. D'après cette opinion, l'alcool serait considéré comme formé par l'union de quatre atomes d'hydrogène bi-carboné, et de deux atomes d'eau. En effet, l'analyse de l'alcool a prouvé que ce liquide contenait dans sa composition 8 atomes de carbone, 12 atomes d'hydrogène et 2 atomes d'oxygène ; par conséquent sa formule est $C^8 H^{12} O^2$. Or un atome d'hydrogène bi-carboné est formé de 2 at. d'hydrogène et de 2 at. de carbone, (*voyez* page 67); unissons donc par la pensée les 8 at. de carbone de l'alcool à 8 at. d'hydrogène, et nous formerons 4 at. d'hydrogène bi-carboné ; il nous restera alors 4 at. d'hydrogène et 2 at. d'oxygène qui, en s'unissant, formeraient 2 at. d'eau. Par conséquent, en s'en rapportant aux résultats analytiques, la formule de l'alcool serait tout aussi exacte si on l'exprimait par $4\ H^2 C^2 + 2\ H^2 O$,

ou bien par $C^8 H^8$, $H^4 O^2$. — Ce que je viens de dire de l'alcool, on peut le répéter de l'éther sulfurique qui est formé de carbone, d'oxygène et d'hydrogène dans des proportions telles, qu'on pourrait le considérer comme résultant de l'union de 4 at. d'hydrogène bi-carboné qui fait fonction de base, et d'un atome d'eau qui joue le rôle d'acide. — L'éther chlorhydrique est formé de 4 at. d'hydrogène bi-carboné et de 2 at. d'acide chlorhydrique.

A l'appui de ces nouvelles idées, on peut citer un exemple bien remarquable puisé dans la chimie animale. L'*urée* est une substance qui fait partie de l'urine, et qui est composée de 4 at. de carbone, 2 at. d'oxygène, 4 at. d'azote et 8 atomes d'hydrogène. Sa formule est donc $C^4 O^2 Az^4 H^8$. En réduisant chaque chiffre à moitié, ce qui ne change rien à la représentation atomique de l'urée, on a pour formule de ce principe $C^2 O Az^2 H^4$. Or on trouve dans les deux premiers membres de cette formule (2 at. de carbone et 1 at. d'oxygène) la représentation exacte d'un at. d'oxyde de carbone qui joue le rôle d'acide, et dans les deux derniers membres (2 at. d'azote et 4 at. d'hydrogène) l'expression d'un azotide d'hydrogène faisant fonction de base et contenant moins d'hydrogène que l'ammoniaque. — Ceci posé, ajoutons par la pensée à la formule précédente un at. d'eau, ou en d'autres termes 1 at. d'oxygène et 2 at. d'hydrogène, et nous changerons l'oxyde de carbone en acide carbonique, et l'azotide d'hydrogène en ammoniaque; l'urée sera alors un véritable carbonate d'ammoniaque, formé par l'union d'un atome d'acide carbonique et de 2 at. d'ammoniaque, et dont la formule sera $C^2 O^2$, $2 H^3 Az$. Si, après cette addition, l'urée devient un sel, ou un corps formé par l'union de 2 composés binaires, pourquoi ne serait-elle pas soumise aux mêmes lois auparavant? Eh bien! ce que nous venons de faire en supposition, nous pouvons l'obtenir expérimentalement; car, sous l'influence de divers agents, l'urée mise en contact avec l'eau, se combine à une quantité proportionnelle de ce liquide, et se transforme en carbonate d'ammoniaque.

Il serait facile de multiplier les exemples de cette nature. — Un grand nombre de corps, sur lesquels des recherches ont été faites dans ces dernières années, peuvent déjà être rangés sous ces lois nouvelles, qui, par la suite, deviendront probablement générales, et changeront alors de face toute la chimie organique. Hâtons-nous d'ajouter que plusieurs chimistes d'un ordre élevé poursuivent activement leurs recherches à cet égard, et ne craignent pas d'appuyer ces idées nouvelles du poids de leur imposante autorité. — « Toute la chimie actuelle, dit M. Dumas, (*journal de pharmacie*, mai 1834) est basée sur un point de vue d'antagonisme entre les corps, qui s'accorde admirablement avec les phénomènes électriques. En supposant que la force qui produit les combinaisons soit identique avec l'électricité, on explique tant de faits de la chimie, qu'il est tout naturel d'admettre que les combinaisons s'effectuent *toujours* entre deux corps doués d'électricités contraires, soit que l'on mette en présence des corps simples, soit que l'on opère sur des corps composés. Toutes les théories de la chimie minérale reposent sur cette conception générale. »

C'est ici le lieu de dire quelques mots de la *théorie des substitutions*, qui a été exposée par M. Dumas dans le mémoire précité, et qui jouit maintenant de tant de faveur, que la plupart des chimistes l'appliquent à l'étude de la chimie organique. Pour faire concevoir cette théorie, il me suffira de citer ici quelques-uns des faits qui sont dus aux recherches de M. Dumas. En examinant l'action du chlore, du brôme, de l'iode et de l'oxygène sur les composés organiques, ce chimiste a été amené à poser les règles suivantes: — 1° quand un corps hydrogéné est soumis à l'action déshydrogénante de ces corps simples, par chaque atome d'hydrogène qu'il perd, il gagne un atome de chlore, de brôme ou d'iode, ou un demi-atome d'oxygène; — 2° quand le corps hydrogéné renferme de l'oxygène, la même règle s'observe sans modification; — 3° si le corps hydrogéné contient de l'eau, celle-ci perd son hydrogène sans que rien le remplace, et à partir de ce point, si on lui enlève une nouvelle quantité d'hydrogène, celle-ci est remplacée comme précédemment.

Exemple: 1° l'acide formique est changé en acide carbonique par les oxydes de mercure et d'argent. Or la composition de l'acide formique est représentée par la formule $C^4 H^2 O^3$; en perdant H^2, il doit gagner O; ou en d'autres termes en perdant 2 at. d'hydrogène, il doit gagner 1 at. d'oxygène. Par conséquent après l'opération, la formule du

produit doit être $C^4 O^4$, ce qui représente 4 at. d'acide carbonique ; — 2° l'acide oxalique hydraté est entièrement transformé en acide carbonique par l'acide azotique ; ce dernier agit en fournissant à l'hydrogène, qui fait partie de l'eau qui est combinée à l'acide oxalique, assez d'oxygène pour le brûler. L'acide oxalique hydraté est formé d'un atome d'acide anhydre et d'un atome d'eau, ou de $C^4 O^3, H^2 O$: les deux atomes d'hydrogène de l'eau sont enlevés sans être remplacés, et l'atome d'oxygène qui leur était combiné s'unit à l'acide oxalique, et donne $C^4 O^4$, ou 4 at. d'acide carbonique ; — 3° l'alcool $C^8 H^8, H^4 O^2$ traité par le chlore est converti en éther acétique dont la formule est $C^8 H^8 O^2$. Dans cette réaction, le chlore enlève donc les 4 atomes d'hydrogène des 2 at. d'eau qui, dans l'alcool, sont unis aux 4 at. d'hydrogène bi-carboné ; — 4° si l'on traite l'éther acétique par une nouvelle quantité de chlore, 6 at. d'hydrogène sont remplacés par 6 at. de chlore, et l'on obtient un nouveau produit auquel on donne le nom de *chloral*, et dont la formule est $C^8 H^2 O^2 Ch^6$.

§ IV. *Propriétés générales des substances végétales.*

Les principes immédiats des végétaux sont solides ou liquides à la température ordinaire ; un grand nombre d'entre eux peuvent être obtenus sous forme cristalline et régulière ; leurs propriétés physiques sont très-variables.

Action du calorique. Certaines substances végétales peuvent se volatiliser sans décomposition, lorsqu'on les chauffe modérément ; je citerai pour exemples l'alcool, l'éther, l'acide benzoïque, le camphre, les huiles essentielles. — Il en est d'autres qui ne se volatilisent qu'en partie ; le reste se décompose : tel est l'acide citrique. — Mais la plupart des principes immédiats se décomposent sous l'influence du calorique, et ceux-mêmes qui sont volatils ne peuvent résister à une haute température. — Pour examiner l'action du calorique sur un principe immédiat, on introduit celui-ci dans une cornue de grès que l'on place dans le laboratoire d'un fourneau à réverbère ; le col de cette cornue communique, au moyen d'une allonge, avec un récipient tubulé, qui se termine lui-même par un tube recourbé qui va se rendre sous des cloches pleines d'eau et renversées (fig. 29). On chauffe modérément, et la décomposition a lieu bien au-dessous de la chaleur rouge, si toutefois la matière est décomposable ; elle s'annonce par un dégagement de gaz qui vont se rendre sous la cloche qui termine l'appareil, et par la formation de vapeurs blanches qui viennent se condenser dans le récipient ; si la matière végétale était solide et sèche, lorsque la décomposition est complète, il reste du charbon dans la cornue.

Ainsi en distillant un principe immédiat, on obtient trois sortes de produits, dont un solide, un liquide et un gazeux.

Le *liquide*, qui se condense dans le récipient, est d'abord limpide et presque incolore ; bientôt il brunit, s'épaissit et laisse déposer sur les parois une matière noirâtre qui ressemble à de la poix ; sa consistance augmente de plus en plus, et le mélange de ces différents produits donne naissance à une masse brunâtre très-épaisse, qui est formée principalement d'un liquide huileux, mêlé à une liqueur aqueuse. — 1° Le *liquide huileux* est désigné sous les noms d'*huile empyreumatique* ou *pyrogénée*, ou bien de *pyrélaïne*, *pyrostéarine*, suivant sa consistance ; il est formé par la réunion de plusieurs huiles volatiles incolores ou légèrement jaunâtres, et tenant en suspension une substance solide, noire, résineuse, acide ou non acide, et désignée sous le nom de *pyrétine*. M. Boullay fils a démontré que la pyrétine obtenue en distillant du bois contenait de l'*acide ulmique*. — 2° La *liqueur aqueuse* est transparente et peu colorée ; elle répand une odeur infecte, et se trouve composée d'eau, d'acide acétique, d'huile pyrogénée, de pyrétine acide, et d'une matière extractiforme qui lui donne son odeur ; certaines substances fournissent encore d'autres produits ; ainsi le ligneux donne de l'*esprit pyro-ligneux* ; les acétates produisent de l'*esprit pyro-acétique*. Les matières azotées donnent des produits ammoniacaux qui rendent la liqueur alcaline. — Ce dernier caractère permet de reconnaître en peu de temps si un principe immédiat contient ou non de l'azote au nombre de ses éléments ; il suffit pour cela de faire chauffer ce principe dans un tube de verre dans lequel on a introduit deux papiers de tournesol, un rouge et un bleu. Si le produit qui se volatilise a une réaction alcaline, c'est une preuve que le principe immédiat était azoté ; lorsque l'azote ne fait

pas partie de la matière, le produit distillé est toujours acide.

Le *produit gazeux*, qui se rend sous la cloche qui termine l'appareil, est formé d'acide carbonique, d'oxyde de carbone, d'hydrogène proto et deuto-carboné, et quelquefois d'hydrogène pur. Tous ces gaz ne se forment pas à la même époque de l'opération; par exemple, l'oxyde de carbone ne doit se dégager que lorsqu'il n'y a plus assez d'oxygène pour former de l'acide carbonique; l'hydrogène proto-carboné ne se produit que lorsqu'il n'y a plus assez de carbone pour donner naissance à de l'hydrogène deuto-carboné; par la même raison, s'il se dégage de l'hydrogène pur, ça ne peut être qu'à la fin de l'opération; enfin, comme l'oxygène a pour le carbone plus d'affinité que n'en a l'hydrogène, au commencement de la distillation il ne se produit que fort peu de gaz hydrogénés, mais beaucoup d'acide carbonique, puis d'oxyde de carbone. Avec ces données, il devient facile de connaître la nature des gaz qui se rendent sous la cloche aux différentes époques de l'opération. Ajoutons que ces gaz entraînent toujours avec eux une certaine quantité d'huile pyrogénée qui leur communique son odeur fétide, les rend plus inflammables, et leur donne la propriété de brûler avec une flamme blanche et brillante, lors même qu'ils ne contiennent que fort peu d'hydrogène bi-carboné.

Quant au charbon qui reste dans la cornue, il est brillant, gris-foncé, difficile à incinérer lorsque la matière qui l'a fourni a pu entrer en fusion; il est noir, très-poreux, et conserve la forme de la substance distillée, quand celle-ci n'a pu être fondue.

Il est facile de prévoir que les résultats que l'on obtient doivent varier suivant la composition des principes immédiats que l'on soumet à l'action du calorique; ceux qui contiennent une grande proportion d'oxygène, fournissent, en se décomposant, beaucoup d'eau, d'acides carbonique et acétique; celles qui sont très-hydrogénées donnent beaucoup d'huile, de pyrétine et de gaz hydrogène carboné. Il est évident que la nature des produits liquides de la décomposition varient, comme les produits gazeux, aux différentes époques de la distillation, et cela par des motifs tout semblables; si cependant on remarque dans le cours de l'expérience que tous les produits liquides ou gazeux se forment en même temps, cela dépend de ce que toutes les parties de la substance ne sont pas également chauffées, et que les unes achèvent de se décomposer, lorsque la décomposition des autres commence. Lorsque la substance végétale est rapidement portée à une très-haute température, il est impossible d'obtenir les matières huileuses et l'acide acétique, puisqu'à cette température ces produits ne peuvent exister, et se décomposent en eau, acide carbonique, hydrogène carboné, etc.

En examinant les différents produits de la distillation des matières végétales, et en réfléchissant un peu à leur nature, on voit qu'ils sont tous composés de carbone et d'oxygène, ou de carbone et d'hydrogène, ou bien d'oxygène et d'hydrogène; celles qui contiennent de l'azote fournissent en outre des produits azotés. Ce fait, bien remarquable, vient confirmer, de la manière la plus évidente, ce qui a été dit précédemment sur la composition des principes immédiats végétaux. — Le calorique ne fait donc que s'interposer entre les molécules de ces principes; il les met hors de leur sphère d'attraction, détruit leur union, et permet à leurs éléments de se combiner suivant l'ordre de leurs affinités.

Dans tout ce que je viens de dire sur l'action du calorique, j'ai supposé qu'on le faisait agir sur les substances végétales *à l'abri de l'air*; lorsqu'on chauffe celles-ci au contact de ce gaz, les effets sont différents, car l'oxygène de l'air vient s'ajouter à celui du principe immédiat, et faire changer la nature des produits; ainsi telle substance qui eût donné une grande quantité de gaz ou de liquides hydrogénés, si on l'eût distillée en vases clos, pourra, au contact de l'air, ne fournir par sa combustion que de l'eau et de l'acide carbonique. Si la chaleur est assez forte, et qu'il y ait assez d'oxygène, les produits de la décomposition s'enflamment; dans le cas contraire, une partie de ces produits se dégage sous forme d'une vapeur blanchâtre que l'on désigne sous le nom de *fumée*; celle-ci se condense sur les corps froids, et forme alors ce que l'on appelle la *suie*. La composition de la suie varie suivant la nature du principe immédiat. Suivant M. Braconnot, la suie qui provient de la combustion du bois, et que l'on recueille dans les tuyaux de poêle ou dans la partie moyenne des cheminées, est formée d'*acide ulmique*, d'une matière animalisée très-soluble dans l'eau et in-

soluble dans l'alcool, de carbonate de chaux mêlé de quelques traces de carbonate de magnésie, d'acétate, de sulfate et de phosphate de chaux, d'acétates de potasse, de fer, d'ammoniaque et de magnésie, de silice, d'eau, de chlorure de potassium, d'un principe âcre que M. Braconnot nomme *asboline*, et d'une matière carbonacée. — Le résidu de la décomposition des matières organisées porte le nom de cendres.

Action des corps simples. Il n'y a qu'un petit nombre de métalloïdes qui aient de l'action sur les principes immédiats des végétaux, à la température ordinaire; ce sont le chlore, le brôme et l'iode qui agissent, par leur affinité pour l'hydrogène, et décomposent la plupart des substances végétales; cette action est surtout manifeste, lorsque la substance était naturellement colorée; car aussitôt que le contact a lieu, la couleur disparaît. Tel est l'effet qui se produit lorsqu'on verse une solution de chlore dans de la teinture de tournesol, de l'encre, etc. Dans le plus grand nombre des cas, le chlore, le brôme et l'iode passent à l'état d'acides chlorhydrique, brômhydrique et iodhydrique, qui peuvent quelquefois se combiner avec le produit qui résulte de la décomposition. — Quelquefois le chlore, le brôme et l'iode entrent en combinaison avec les principes immédiats des végétaux sans les décomposer; c'est ainsi, par exemple, que l'iode se comporte quand on le met en contact avec de l'amidon. Le soufre et le phosphore s'unissent à la plupart des substances végétales où l'hydrogène prédomine; ils se dissolvent dans les huiles, dans l'alcool, et forment avec les résines des composés solides. — Les métaux très-avides d'oxygène, tels que le potassium et le sodium, agissent à une température peu élevée sur les substances très-oxygénées, les charbonnent et se transforment en oxydes; leur action est très-faible sur les matières hydrogénées.

Action de l'eau. L'eau peut agir comme dissolvant sur certains principes immédiats. Les uns peuvent se dissoudre à froid, d'autres ne se dissolvent qu'à chaud; il en est enfin un grand nombre qui sont entièrement insolubles. On observe généralement que les substances où l'oxygène prédomine sont solubles dans l'eau, et que les principes très-hydrogénés sont insolubles ou peu solubles. Un grand nombre de principes immédiats entrent en putréfaction et se décomposent lorsqu'on les abandonne dans l'eau pendant un temps plus ou moins long; il se forme dans ce cas des produits à peu près analogues à ceux qui résultent de la décomposition de ces principes par le feu.

Action des oxydes métalliques. Les oxydes qui peuvent jouer le rôle de bases salifiables se combinent facilement aux principes immédiats acides, et forment avec eux des sels qui offrent une analogie parfaite avec les sels minéraux. L'action que les oxydes exercent sur les autres principes immédiats ne peut être généralisée. A l'aide de la chaleur, la potasse et la soude transforment les corps gras en savons, fournissent des composés de cyanogène avec les principes azotés, etc. Plusieurs oxydes peuvent être réduits à une température plus ou moins élevée, par les substances végétales qui s'emparent de leur oxygène; c'est ainsi que se comporte le bi-oxyde de cuivre avec tous les principes immédiats.

Action des acides. La plupart des acides peuvent s'unir avec les substances végétales salifiables (alcalis végétaux), et donner naissance à des sels; dans un grand nombre de circonstances, cette union ne peut avoir lieu sans altération, qu'en employant les acides peu concentrés. Ils se comportent de plusieurs manières à l'égard des autres principes immédiats. 1° Tantôt ils n'exercent aucune action lorsqu'ils sont faibles, ex. acides borique et carbonique; — 2° tantôt ils décomposent les substances avec lesquelles on les met en contact, et leur fournissent à leurs dépens assez d'oxygène pour faire passer le carbone et l'hydrogène, ensemble ou séparément, à différents états. C'est ainsi qu'agit l'acide azotique sur la plupart des substances végétales; en brûlant par son oxygène une partie de l'hydrogène et du carbone de la substance, il la rapproche plus ou moins de l'état acide, et finit même souvent par l'y faire passer, en donnant naissance à des produits divers. Prenons pour exemple l'action que l'acide azotique exerce sur le sucre. Lorsqu'on introduit une partie de sucre et quatre parties d'acide azotique à 25°, dans une cornue de verre dont le col se rend dans un ballon, muni d'un tube recourbé propre à recueillir les gaz, et que l'on chauffe l'appareil, on ne tarde pas à voir la liqueur entrer en ébullition, et l'acide et le sucre se décomposer réciproquement; de cette réaction mutuelle résulte la formation d'eau, d'acide carbonique, de bi-oxyde d'azote,

d'acides hypo-azotique, acétique et oxalhydrique. Les produits gazeux se rendent sous les cloches qui terminent l'appareil; l'acide hypo-azotique se volatilise et vient se condenser dans le récipient; tout l'acide oxalhydrique, ainsi qu'une partie de l'acide acétique, de l'eau, de l'acide azotique échappé à la réaction, restent dans la cornue; le reste va se condenser dans le récipient. — Lorsqu'il ne se dégage plus de gaz, on peut changer la nature de certains produits, en introduisant encore quatre parties d'acide azotique dans la cornue, et chauffant de nouveau; il ne se forme plus d'acide acétique, et tout l'acide oxalhydrique se trouve transformé en un composé plus oxygéné, qui est l'acide oxalique. Ce dernier peut à son tour être décomposé par un excès d'acide azotique, et donner naissance, en dernière analyse, à de l'eau, de l'acide carbonique et du bi-oxyde d'azote; — 3° d'autres fois les acides décomposent les principes immédiats, en donnant naissance à des produits qui se combinent avec une portion d'acide non décomposé; c'est ainsi qu'agissent les acides phosphorique et chlorhydrique; — 4° enfin il est des acides, et l'acide sulfurique est de ce nombre, qui agissent sur les matières végétales par leur affinité pour l'eau; ils déterminent alors l'oxygène de la substance à entrer en combinaison avec une quantité proportionnelle d'hydrogène, et le carbone est isolé, ou bien mis en liberté à l'état de combinaison avec de l'hydrogène. Quand on plonge un morceau de bois dans de l'acide sulfurique, on le voit noircir immédiatement; si l'on fait agir, à l'aide de la chaleur, quatre parties d'acide sulfurique sur une partie d'alcool, il y a décomposition de ce dernier, formation d'eau, et dégagement d'hydrogène bi-carboné (*voyez* page 66). Quelquefois l'acide sulfurique, tout en décomposant la matière végétale, se décompose lui-même en partie, cède de l'oxygène à la substance sur laquelle on le fait réagir, et donne naissance à des produits divers avec lesquels il peut se combiner. En agissant sur le ligneux et sur l'amidon, en présence de l'eau, l'acide sulfurique transforme ces principes en gomme, puis en matière sucrée analogue au sucre de raisin.

Action des sels. A la température ordinaire et en présence de l'eau, quelques sels sont décomposés par suite de l'union de l'oxyde avec le principe immédiat; si cet oxyde est facilement réductible, l'hydrogène et le carbone de la substance végétale s'emparent de son oxygène, et mettent le métal en liberté; quelquefois, en même temps que l'oxyde est réduit, l'acide est décomposé par l'hydrogène et le carbone, et il en résulte des produits analogues à ceux qui se forment, lorsqu'on fait agir directement ces deux corps simples sur les sels (*voyez* p. 127).

§ V. *Classification des principes immédiats des végétaux.*

J'adopterai ici la classification qui a été proposée par M. Thénard, et accueillie par la plupart des chimistes. A l'exemple de ce savant, je diviserai les principes immédiats des végétaux en huit classes, savoir : 1° les acides végétaux ; 2° les bases salifiables ou alcalis végétaux; 3° les substances neutres, c'est-à-dire dans lesquelles l'oxygène et l'hydrogène sont dans des rapports tels, qu'en se combinant, ils formeraient de l'eau sans résidu ; 4° les principes qui contiennent un excès d'hydrogène par rapport à l'oxygène ; 5° les principes colorants ; 6° les substances qui ne sont ni acides, ni alcalines, ni colorantes, et dont la composition n'est pas encore connue; cette classe disparaîtra entièrement, lorsque les progrès de la chimie organique auront fait connaître la composition élémentaire des corps que l'on y a placés ; 7° les principes qui ne sont pas alcalins, et qui contiennent de l'azote au nombre de leurs éléments ; 8° ceux qui sont formés de soufre, de carbone et d'hydrogène.

Cette classification est basée sur les propriétés et la composition des principes immédiats; les idées que j'ai exposées, dans le § III de ce chapitre, sont probablement destinées à apporter par la suite de grandes modifications à cette classification.

§ VI. *De l'analyse des matières organisées.*

Il est inutile d'insister sur le vif intérêt qui se rattache à la détermination de la proportion des principes constituants des matières végétales et animales. — Un grand nombre de chimistes se sont occupés de la solution de cet intéressant problème ; MM. Gay-Lussac et Thénard, entre autres, ont imaginé un moyen facile d'arriver à cette détermination, en transformant les principes immédiats en

eau, acide carbonique et azote, puis recueillant ces produits et les soumettant à l'analyse. Ce procédé consiste à mêler la substance avec une matière capable de lui fournir assez d'oxygène pour la brûler complètement; cette matière est le chlorate de potasse. Ce moyen, qui convient parfaitement pour analyser les substances végétales non azotées, ne donne pas des résultats fort exacts, lorsque le principe immédiat contient de l'azote au nombre de ses éléments; aussi le procédé que je viens d'indiquer sommairement a-t-il été modifié, et rendu plus applicable à l'analyse de toutes les matières organisées; maintenant c'est au moyen du bi-oxyde de cuivre que l'on brûle ces matières. Je vais faire connaître rapidement les deux méthodes.

A. *Analyse par le chlorate de potasse.* L'appareil de MM. Gay-Lussac et Thénard consiste en un tube de verre (*fig.* 35) fort épais, fermé à la lampe à sa partie inférieure, long de 2 décimètres, large de 8 millimètres, pourvu, près de son ouverture, d'un tube latéral recourbé qui va se rendre sous le mercure. Une virole en cuivre est adaptée à l'ouverture du grand tube; cette virole est terminée en entonnoir, et pourvue d'un robinet qui peut tourner en tout sens, mais dont la clé n'est pas trouée; cette clé est seulement pourvue, sur l'une de ses surfaces et vers sa partie moyenne, d'une cavité capable de loger un corps rond de la grosseur d'un petit pois. Cette cavité est disposée de telle façon, que, lorsqu'elle est tournée en haut, elle correspond au fond de l'espèce d'entonnoir qui termine la virole de cuivre, et que, ramenée en bas, elle communique avec l'intérieur de la virole et du tube vertical. Ainsi, lorsqu'on met un petit corps dans cette cavité, et que l'on fait tourner la clé du robinet, le petit corps est entraîné en bas, et vient tomber dans la cavité du tube de verre. Autour de la virole de cuivre se trouve une capsule également en cuivre, dans laquelle on place, pendant les opérations, de la glace pilée destinée à empêcher que la couche de graisse, qui recouvre le robinet, ne fonde par l'élévation de la température, et ne donne issue à une certaine quantité de gaz.

Il est maintenant évident que si l'on broie la substance à analyser, et qu'on la mêle avec du chlorate de potasse en proportions convenables, de manière à former des petites boulettes avec ce mélange, il sera facile de faire parvenir ces boulettes dans l'intérieur du tube, sans que celui-ci communique avec l'air du dehors; il est tout aussi évident que, si la partie inférieure du tube de verre est suffisamment chaude lorsque les boulettes y arriveront, le mélange s'enflammera aussitôt que le contact aura lieu, la matière végétale sera immédiatement détruite, et transformée en eau et en acide carbonique; ce dernier gaz pourra être recueilli sur le mercure avec l'excédent de l'oxygène, au moyen du tube latéral.

Ceci posé, voyons comment on opère.

On commence par broyer avec le plus grand soin, sur un porphyre, la substance à analyser; on la dessèche à l'étuve au degré de chaleur de l'eau bouillante, puis on en pèse une certaine quantité sur des balances bien sensibles, et on la mêle intimement avec un poids connu de chlorate de potasse broyé et desséché. Lorsque ce mélange est opéré, on l'humecte un peu, et on en forme une pâte ferme, que l'on moule dans un petit cylindre creux de laiton, qui doit avoir au plus 25 millimètres de diamètre. Les cylindres de pâte sont ensuite coupés en petites portions que l'on arrondit avec les doigts, de manière à en former des petites boules que l'on dessèche ensuite à la température de l'eau bouillante. Lorsque la substance à analyser est un acide végétal, on la combine à la chaux ou à la baryte, avant de la mêler avec le chlorate de potasse; on analyse le sel qui en résulte, et on tient compte, après l'expérience faite avec le chlorate, de la quantité d'acide carbonique qui reste uni à la base. — La quantité de la substance à analyser et du chlorate de potasse qui entrent dans la composition de la pâte, étant connue, il est facile de savoir combien il y a de l'une et de l'autre de ces matières dans un poids quelconque de boulettes.

Lorsque ces diverses opérations préliminaires sont faites, il est facile de terminer l'analyse, en décomposant quelques boulettes dans l'appareil qui a été décrit plus haut, recueillant tous les produits qui résultent de cette décomposition, les mesurant et les analysant. — L'appareil étant convenablement disposé (*voyez* fig. 35), et la clé du robinet étant graissée avec soin, on commence par faire tomber dans le tube vertical un certain nombre de boulettes, qu'il est inutile de peser; aussitôt qu'elles touchent le fond du tube, dont la température est portée

presque au rouge, elles s'enflamment, et donnent lieu à un dégagement de gaz, qui chasse tout l'air de l'appareil, et le remplace; cette première opération a pour but de remplir les tubes d'un gaz de même nature que celui qui doit rester à la fin de l'expérience; de cette façon, il devient inutile de recueillir celui-ci, et il y a compensation exacte. — Quand on a décomposé de cette manière une vingtaine de boulettes, on en met un certain nombre dans un petit flacon que l'on pèse sur des balances très-sensibles, afin d'en connaître le poids à un demi-milligramme près; puis on les décompose de la même manière, en ayant soin de recueillir les produits dans des flacons pleins de mercure, et bien jaugés, et en prenant toutes les précautions possibles pour ne point perdre de gaz. — Pendant toute la durée de l'expérience, le tube de verre doit être maintenu à la plus haute température qu'il puisse supporter sans se fondre; cette précaution est nécessaire pour éviter la formation d'hydrogène carboné et d'oxyde de carbone. — Il faut aussi avoir grand soin de tenir compte de l'état du thermomètre et du baromètre.

Le volume des gaz est exactement mesuré; ce volume est ensuite ramené par le calcul à ce qu'il serait à la température de 0°, et sous la pression barométrique de 0m 76 (*voyez* page 246). Cela fait, on analyse le mélange gazeux en absorbant l'acide carbonique par la potasse et l'eau; puis on s'assure, par l'eudiomètre, si le gaz qui n'est pas absorbé est de l'oxygène pur. A l'aide de ces données, il est facile d'arriver à la connaissance des proportions des éléments de la substance organique. — En effet, le volume de l'acide carbonique étant connu, on en déduit son poids, et par conséquent le poids du carbone et de l'oxygène qui entrent dans sa composition. Voilà déjà un des éléments de la question éclairci, et la proportion du carbone connue. — Il s'agit ensuite de chercher à apprécier la proportion de l'hydrogène, voici comme on y parvient: Comme on connaît la quantité de chlorate de potasse qui faisait partie des boulettes que l'on a décomposées, il est facile d'en déduire la quantité d'oxygène que ce sel a dû fournir en se décomposant par la chaleur: en déduisant, du chiffre qui représente cette quantité, 1° l'oxygène qui a servi à brûler le carbone, 2° celui qui se trouvait en excès et qui faisait partie des produits gazeux recueillis, on trouve toujours une différence qui représente la portion d'oxygène qui s'est uni à celui de la substance végétale, pour brûler tout l'hydrogène et le transformer en eau. Le poids de l'eau qui s'est formée est donc donné 1° par la différence qui existe entre le poids de la substance analysée et celui du carbone déduit du volume de l'acide carbonique; 2° par la portion d'oxygène du chlorate qui a contribué à brûler l'hydrogène. Le poids de l'eau étant connu, on en déduit facilement, par le calcul, le poids de l'hydrogène. Le second élément de la question se trouve donc ainsi résolu. — Il ne s'agit plus alors que de chercher la proportion de l'oxygène; rien n'est plus facile à faire. En effet, on connaît la substance végétale qui a été décomposée; on en retranche le poids du carbone et de l'hydrogène; le reste représente nécessairement la proportion de l'oxygène. — Jusqu'à présent, j'ai supposé que la matière végétale ne contenait pas d'azote; si cet élément fait partie de cette matière, il faut, après avoir absorbé l'acide carbonique par la potasse, chercher quel est son volume, en brûlant l'oxygène par un excès d'hydrogène: le volume de l'azote, ramené à la température de 0° et à la pression de 0m 76, fait connaître son poids.

Eclaircissons toutes ces données par un exemple:

Supposons 1° que l'on ait décomposé, par cette méthode, 100 milligrammes d'une matière végétale quelconque; 2° que la quantité d'oxygène absorbé par ces 100 milligrammes de matière, pour leur conversion complète en eau et en acide carbonique, soit de 153,13 milligrammes; 3° que la quantité en poids d'acide carbonique gazeux soit de 195,13 milligrammes; 4° que l'on n'ait pas obtenu d'azote.

Les 195,13 milligrammes d'acide carbonique représentent exactement 54 milligrammes de carbone et 141,13 d'oxygène. En effet, l'acide carbonique est composé d'un atome d'oxygène = 100, et d'un atome de carbone = 38,26; or, si 138,26 d'acide carbonique contiennent 38,26 de carbone, 195,13 du même acide doivent en contenir 54.

$$138{,}26 : 38{,}26 :: 195{,}13 : 54$$

En retranchant les 54 milligrammes de carbone des 100 milligrammes de substance végétale, il reste 46 milligrammes, qui représentent l'oxygène et l'hy-

drogène de cette substance, mais dans des rapports inconnus.

En retranchant les 141,13 d'oxygène, qui sont combinés au carbone dans l'acide carbonique, des 153,13 qui ont été fournis à la matière végétale par le chlorate de potasse, il reste 12 milligrammes d'oxygène, qui ont dû servir à former de l'eau. En ajoutant ces 12 milligrammes aux 46 milligrammes d'oxygène et d'hydrogène de la matière végétale, on obtient 58 milligrammes pour le poids de l'eau qui a été produite pendant l'opération. Le calcul démontre que 58 milligrammes d'eau contiennent exactement 6,43 d'hydrogène; en effet l'eau est formée d'un atome d'oxygène = 100, et de deux atomes d'hydrogène = 12,47 : or, si, dans 112,47 d'eau, il y a 12,47 d'hydrogène, 58,00 du même liquide doivent contenir 6,43 d'hydrogène.

$$112,47 : 12,47 :: 58,00 : 6,43$$

Faisant maintenant la somme du carbone et de l'hydrogène, on a 54,00 + 6,43 = 60,43. Retranchant ce dernier chiffre des 100 milligrammes de matière végétale décomposée, on obtient, pour poids de l'oxygène, 39,57.

Nous arriverions donc, en dernier ressort, à trouver que 100 milligrammes du corps que nous avons analysé sont formés de :

Carbone.....	54,00
Hydrogène..	6,43
Oxygène....	39,57
	100,00

J'ai déjà dit que, lorsque la matière organisée contenait de l'azote au nombre de ses éléments, le procédé qui vient d'être décrit n'était pas très-exact; en effet, dans cette opération, une partie de l'azote se combine avec de l'oxygène, et se transforme en acide hypo-azotique, que le mercure absorbe en partie. Aussi, pour les substances azotées, il est préférable d'employer la méthode dont je vais maintenant m'occuper.

B. *Analyse par le bi-oxyde de cuivre.* Ce procédé a été d'abord employé par M. Gay-Lussac, pour faire l'analyse de l'acide urique; depuis, plusieurs chimistes, entre autres MM. Chevreul, Bérard, Couerbe, Liébig, Dumas, etc, l'ont mis à exécution dans leurs recherches sur la composition élémentaire d'un grand nombre de matières azotées; il repose sur la propriété que possède le bi-oxyde de cuivre, de céder son oxygène aux matières végétales et animales, à une température élevée, et d'en brûler complètement l'hydrogène et le carbone.

Pour que l'opération donne des résultats exacts, il est nécessaire de prendre les précautions convenables.

1° Comme le bi-oxyde de cuivre est plus ou moins dur et plus ou moins difficile à désoxyder, suivant la manière dont il a été préparé, et que les matières organiques sont plus ou moins difficiles à brûler, il importe d'avoir à sa disposition plusieurs variétés de cet oxyde, telles que des planures de cuivre oxydées par le grillage à la moufle d'un fourneau à coupellation; l'oxyde préparé, en calcinant, au contact de l'air, le résidu de la distillation de l'acétate de cuivre; celui que l'on forme en décomposant l'azotate de cuivre dans un creuset de terre. Le premier est dur, dense, difficile à réduire; le second est moins dur, plus facilement réductible; le troisième est très-fin, très-léger, facile à réduire, et convient très-bien pour l'analyse des substances difficiles à brûler.

2° Lorsque la matière à analyser est azotée, il faut se procurer du cuivre métallique, afin de décomposer l'acide hypo-azotique, et le bi-oxyde d'azote qui peuvent se former, et mettre l'azote en liberté. Il est nécessaire que ce métal soit poreux et offre beaucoup de surface aux gaz sur lesquels il doit agir; pour cela on décompose, par un courant d'hydrogène à la température rouge, l'oxyde formé par la calcination des planures de cuivre.

3° Les tubes en verre vert sont les plus convenables pour la préparation des appareils, parce que les tubes en verre blanc cassent facilement, lorsqu'on les chauffe; il est nécessaire de les chauffer et de les dessécher par un courant d'air, avant de s'en servir.

4° Lorsque la matière à analyser est solide et peu ou point volatile, on la broie dans un mortier d'agathe sec, après l'avoir pesée, on la mêle intimement avec le bi-oxyde de cuivre, et on verse le mélange dans le tube. Si cette matière solide est volatile, au lieu de la mélanger avec le bi-oxyde, on peut se contenter de l'introduire par couches dans le tube où doit se faire la combustion, et de séparer ces couches avec du bi-oxyde de cuivre. — Lorsque la substance à analyser est liquide et très volatile, comme l'alcool, on l'introduit dans une petite ampoule

dont la pointe demeure ouverte, et on fait pénétrer cette ampoule dans le tube de l'appareil, en ayant soin qu'elle soit placée entre deux couches de bi-oxyde de cuivre, et que son ouverture regarde le fond du tube. Si le liquide est moyennement volatil, comme certaines huiles essentielles, on agit de même, excepté que l'ampoule est remplacée par un tube de verre, ouvert par un bout, et assez petit pour pouvoir entrer dans l'appareil. Enfin, lorsque le liquide est peu ou point volatil, on le mélange avec du bi-oxyde de cuivre, qui l'absorbe rapidement, on broie ce mélange dans un mortier d'agathe, et on l'introduit dans le tube.

5° Le tube, dans lequel la combustion doit s'opérer, doit être fermé par un bout et avoir environ douze millimètres de diamètre, et 40 ou 50 centimètres de longueur ; on place dans le fond de ce tube une couche de 4 centimètres de longueur de bi-oxyde de cuivre, puis on introduit le mélange à analyser, qui doit occuper 5 ou 6 centimètres; si la matière organique n'est pas azotée, on recouvre le mélange d'une quantité de bi-oxyde suffisante pour remplir entièrement le reste du tube, à 3 ou 4 centimètres près ; si au contraire elle contient de l'azote au nombre de ses éléments, on met au-dessus du mélange une couche de bi-oxyde de cuivre de 15 à 20 centimètres de longueur, et on recouvre cet oxyde de 10 centimètres de cuivre metallique ; il faut toujours avoir soin que le tube reste vide du côté de son ouverture, dans une étendue de 3 à 4 centimètres. Au moyen de cette disposition, les produits de la combustion de la matière organisée sont forcés de traverser une longue colonne de bi-oxyde de cuivre et de cuivre métallique, qui les décomposent et les transforment entièrement en eau, acide carbonique et azote.

6° Le tube, dans lequel on a introduit toutes ces substances, doit être chauffé dans un fourneau long, en terre, que l'on a préalablement empli de cendres ; on place sur ce lit de cendres une grille en fer, pourvue à sa surface supérieure de plusieurs arceaux en fil de fer, destinés à soutenir le tube à quelques pouces de distance de la grille : de cette manière, on est maître de limiter la chaleur à certains points où elle doit être concentrée. Quelquefois cependant on chauffe ce tube, soit sur une double grille, soit entre deux gouttières de tôle qui l'embrassent dans toute sa longueur, et que l'on peut entourer de charbons ardents. Ce tube doit être enveloppé, dans toute sa longueur, par une lame de clinquant ou de laiton roulée, destinée à l'empêcher de se casser ; son extrémité ouverte communique, soit avec un récipient tubulé, pourvu 1° de plusieurs renflements ou ampoules, 2° d'un tube contenant du chlorure de calcium, 3° et quelquefois d'un appareil à boules dont je parlerai bientôt ; soit avec un tube de 0m 76 de longueur sur deux ou trois millimètres de largeur, qui va s'engager dans la cuve à mercure, et se rendre dans un flacon bien jaugé, et rempli du même métal ou d'une solution de potasse caustique, suivant que l'on veut recueillir tous les gaz qui se dégagent, ou seulement l'azote. La fig. 36 représente cette dernière disposition. Comme il est nécessaire que l'azote, que l'on peut trouver dans les produits de la combustion, ne provienne pas de l'air atmosphérique, il faut que le tube horizontal puisse s'adapter à une pompe aspirante et foulante, propre à y faire un vide parfait.

7° La combustion de la matière organisée doit être complète, afin que les résultats de l'analyse soient exacts : pour parvenir à ce but, il faut que l'appareil soit d'abord chauffé du côté ouvert, et que la substance à analyser ne soit elle-même chauffée que lorsque toute la portion de tube, qui la précède, est portée à l'incandescence ; cette température doit être soigneusement entretenue au même état jusqu'à la fin de l'opération ; lorsque les gaz obtenus sont huileux, nuageux, qu'ils ont une odeur d'empyreume, ou bien lorsqu'il y a un dépôt de charbon sur les portions d'oxyde de cuivre qui avoisinaient la matière : c'est une preuve que la combustion n'a pas été complète.

Voyons maintenant comment on peut arriver à la détermination des proportions des différents éléments de la substance que l'on soumet à l'analyse.

Proportions de l'hydrogène. La matière organique étant bien broyée, on en pèse un gramme ou un demi-gramme que l'on dessèche à la température de l'eau bouillante, et que l'on triture ensuite avec du bi-oxyde de cuivre, en ayant soin d'éviter tout ce qui pourrait faire déposer de l'humidité sur ce mélange ; on l'introduit ensuite dans le tube de verre, où doit s'opérer la combustion, et l'on suit pour cela les règles qui ont été indiquées plus haut ; ce tube doit avoir été préalablement desséché au

moyen d'un courant d'air sec et chaud. A son extrémité ouverte, on adapte une espèce de récipient tubulé (*fig.* 37) pourvu de deux ampoules et d'un tube horizontal qui doit contenir des fragments de chlorure de calcium ; il doit plonger dans un bain de glace : il est essentiel que le poids de ce récipient, plein de chlorure, soit déterminé avec beaucoup d'exactitude à l'aide d'une balance de Fortin. — On procède ensuite à la combustion du mélange, en prenant les précautions indiquées plus haut, et en faisant en sorte de ne pas occasionner un dégagement trop rapide de gaz. Toute l'eau qui se forme pendant la combustion se condense, soit dans les ampoules, soit sur le chlorure de calcium ; l'acide carbonique et l'azote, s'il y en a, se dégagent à l'extrémité de l'appareil. Après l'expérience, on pèse le récipient avec soin, et l'on remarque qu'il a augmenté de poids ; cette augmentation est due à l'eau qui s'y est condensée, et qui provient elle-même de l'union de tout l'hydrogène de la matière organique, avec une portion de l'oxygène du bi-oxyde de cuivre. Le poids de l'eau étant connu, il est facile d'en déduire celui de l'hydrogène.

Proportion du carbone. On peut, au moyen d'une seule opération, connaître les proportions de l'hydrogène et du carbone : il suffit pour cela d'adapter, ainsi que l'a fait M. Liébig, au récipient A de l'appareil précédent, un récipient à boules B (fig. 38), qui se compose, 1° de cinq boules, dont trois horizontales et deux s'élevant ou s'inclinant sur l'appareil lui-même ; 2° et de deux petits tubes horizontaux *t*, *m*. Avant de commencer l'expérience, les trois boules horizontales doivent être remplies d'une solution concentrée de potasse à l'alcool. Puis le petit appareil B doit être pesé avec soin, et ajusté au moyen d'une lanière de caoutchouc, à l'extrémité du récipient A. — M. Liébig donne le nom de *condensateur* à l'appareil à boules B ; on voit dans la fig. 38 que cet appareil est un peu élevé au moyen d'un bouchon *b* : cette disposition a pour but d'empêcher les bulles d'air ou d'azote qui s'échappent de rejeter du liquide hors du condensateur.—Tout étant bien disposé, on brûle la matière organique avec les précautions ordinaires ; l'eau qui se forme est condensée dans le récipient A, et l'acide carbonique est absorbé par la potasse qui se trouve en solution dans les boules de l'appareil B. A la fin de l'expérience, il reste dans le tube à combustion une certaine quantité d'acide carbonique, qu'il est nécessaire de faire arriver dans l'appareil à boules ; on y parvient en aspirant fortement par l'extrémité ouverte du tube horizontal *m*. — Pendant toute la durée de la combustion, on voit le liquide baisser dans la première boule du condensateur, et s'élever dans la dernière ; lorsque l'expérience est terminée, le contraire a lieu ; et le liquide, en faisant son ascension inverse, ne tarderait pas à s'élever jusque dans le récipient A, pour remplir le vide qui s'est formé, si l'on ne cassait pas promptement l'extrémité *e* du tube à combustion. — Tout étant terminé, on démonte l'appareil, et l'on pèse séparément le récipient A et le condensateur B ; l'augmentation de poids du premier indique la quantité d'eau qui s'est formée, et par conséquent la proportion de l'hydrogène ; l'augmentation de poids du second fait connaître la quantité d'acide carbonique qui a été produite, et il est facile d'en déduire, par le calcul, la proportion du carbone.

Proportion de l'azote. Voici comment M. Dumas parvient à apprécier les proportions de l'azote des substances organisées. Il introduit dans le fond d'un tube de verre vert quelques grammes de carbonate de plomb (couche n° 1) ; il place au-dessus de ce carbonate plusieurs couches successives, qui sont formées, 1° de bi-oxyde de cuivre, mêlé de tournure de cuivre (n° 2) ; 2° de vingt ou trente centigrammes de la matière organique, mêlés à dix ou douze grammes de bi-oxide de cuivre et à une pincée de planures grillées (n° 3) ; 3° de bi-oxyde de cuivre, mêlé de planures grillées (n° 4) ; 4° de cuivre métallique (n° 5). M. Dumas adapte ce tube, au moyen d'un tube de caoutchouc, à une petite pompe aspirante et foulante, qui permet de faire le vide et d'extraire tout l'air, et, par conséquent, tout l'azote qu'il peut contenir. — Lorsque l'appareil est convenablement disposé (fig. 36), on chauffe, au moyen d'une lampe à alcool, la couche de carbonate de plomb (n° 1), afin d'en dégager l'acide carbonique ; cette première opération a pour but de chasser les portions d'air qui pourraient rester dans les tubes. Alors on porte à l'incandescence les couches de cuivre métallique et de bi-oxide (n°s 4 et 5), puis on chauffe la couche n° 3, qui est formée par le mélange de la matière azotée du bi-oxyde

La substance organique se décompose rapidement, et les produits gazeux de cette décomposition viennent se rendre dans la cloche graduée, qui doit contenir 30 ou 40 centimètres cubes d'une solution de potasse caustique à 45 degrés de l'aréomètre de Baumé; cette potasse absorbe l'acide carbonique, et laisse l'azote à l'état de pureté. Il arrive souvent que des produits volatils azotés se rendent dans la couche n° 2, formée du bi-oxide de cuivre : il est nécessaire de les décomposer en chauffant fortement cette couche; à la fin de l'opération, on chauffe de nouveau le carbonate de plomb, afin d'en dégager encore de l'acide carbonique, et de balayer, pour ainsi dire, tout l'azote qui pourrait rester dans les tubes. — De cette façon, la substance organique est entièrement décomposée, et tout l'azote se rend dans la cloche qui termine l'appareil. Il est facile de mesurer ce gaz, de ramener, par le calcul, ce volume à la température de 0° et à la pression de 0^{m} 76, et d'en déduire son poids.

M. Couerbe a proposé un autre moyen pour rechercher les proportions de l'azote des matières animales. Ce chimiste, au lieu de recueillir la totalité de l'azote, comme le fait M. Dumas, se contente de s'en procurer une certaine quantité; puis, à l'aide de cette quantité, il arrive, par le calcul, à connaître la proportion exacte de cet élément. Voici comment on opère. — On introduit dans le tube à combustion un mélange de bi-oxide de cuivre et de substance organique, triturée sans avoir été pesée ni desséchée ; on recouvre ce mélange, comme dans les operations précédentes, d'une longue colonne de bi-oxide de cuivre et d'une autre colonne de tournure de cuivre; puis, on fait le vide dans ce tube au moyen d'une pompe aspirante et foulante, et l'on dispose l'appareil comme cela est représenté par la fig. 36. La cloche qui se trouve sur le mercure doit être pleine de ce métal. Toutes ces dispositions étant prises, on brûle la matière organique avec les précautions d'usage, et l'on recueille les gaz qui se dégagent. Ces gaz sont formés par un mélange d'acide carbonique et d'azote; on les mesure exactement, puis on absorbe l'acide carbonique au moyen d'une solution de potasse caustique, que l'on fait arriver dans la cloche à l'aide d'une petite cloche courbe; le gaz qui reste est de l'azote pur : on le mesure avec soin.

Il est bien entendu que les corrections relatives à la température et à la pression atmosphérique doivent être faites avec toute l'exactitude possible.

Le volume de l'acide carbonique fait connaître son poids; il est facile d'en déduire le poids du carbone qui entre dans sa composition. — Le volume de l'azote fait aussi connaître le poids de cet élément. — Dès que l'on connaît le rapport en poids du carbone et de l'azote qui font partie de la portion de substance organique qui a été décomposée, il devient aisé d'arriver, par le calcul, à connaître la proportion de l'azote qui entre dans la composition d'un poids donné de cette même substance, si, par une expérience préalable, on a déterminé la proportion de son carbone. (*Voyez : Proportion du carbone*, page 270.) Éclaircissons ces données par un exemple.

Supposons que nous avons soumis à l'analyse, par la méthode de M. Couerbe, un corps azoté quelconque, par exemple de la morphine, et que nous avons obtenu un mélange gazeux qui, après toute correction de température et de pression, représente exactement 150, 95 centimètres cubes. — Nous traitons ce mélange par la potasse, et il reste après l'opération, 4, 41 cent. cub. d'azote; donc la potasse a absorbé 146, 54 cent. cub. d'acide carbonique :

$$150,95 - 4,41 = 146,54.$$

Réduisant ces volumes en poids, on trouve que ces 146, 44 cent. cub. d'acide carbonique contiennent 80,33 de carbone, et que les 4, 41 d'azote, pèsent 5, 59. Admettons maintenant que, dans une expérience préalable, on ait trouvé que 100 parties de morphine contiennent 72, 34 de carbone ; on pourra savoir combien ces cent parties de morphine contiennent d'azote, en établissant la proportion suivante : 80, 33 de carbone est à 5, 59 d'azote, comme 72, 34 d'azote est à x. Le nombre cherché, représenté par x, serait trouvé en multipliant 5, 59 par 72, 34, et divisant le produit par 80, 33.

$$x = \frac{59,5 \times 72,34}{80,33} = 5,03.$$

Par conséquent 100 parties de morphine contiennent 5,03 d'azote. Pour que le procédé de M. Couerbe donne des résultats parfaitement exacts, il faut admettre que la substance que l'on analyse se décompose d'une manière *égale* pendant toute la durée de l'opération. Car, si le mélange gazeux qui provient des

premières portions qui ont été brûlées contient plus ou moins d'azote que n'en contiendraient les portions de substance organique qui restent dans le tube après l'expérience, n'est-il pas évident que les calculs de M. Couerbe ne peuvent fournir que des résultats erronés? Cette source d'erreurs, si toutefois elle existe, n'a peut-être pas assez frappé les chimistes qui ont considéré le procédé de M. Couerbe comme supérieur à celui de M. Dumas.

Proportions de l'oxygène. Lorsqu'on a reconnu les proportions des autres éléments qui font partie d'un poids donné de matière organique, il suffit, pour avoir la proportion de l'oxygène, de faire la somme de tous ces élémens, et de la retrancher du poids total de la matière analysée. Admettons qu'en analysant 100 parties de morphine, nous ayons reconnu que cette matière contient 72, 34 de carbone + 5, 03 d'azote, + 6, 43 d'oxygène; la somme de ces trois quantités égale 83, 80. Retranchant ce dernier chiffre des cent parties de morphine, il nous reste 16, 20 pour la proportion d'oxygène.

§ VI. *Moyens généraux de distinguer les uns des autres les principes immédiats des végétaux.*

Quelques-uns de ces moyens sont chimiques et sont fournis par divers réactifs, tels que l'eau, l'alcool, l'éther, etc. Ainsi tel principe peut être reconnu parce qu'il se dissout dans un de ces agents et n'est point soluble dans les autres; la manière dont les différents principes se comportent avec les acides, les alcalis, les sels, etc., sert aussi à les caractériser. Tous ces caractères ressortiront d'eux-mêmes, à mesure que nous avancerons davantage dans l'étude de la chimie organique.

La physique nous fournit un moyen très-précieux pour arriver à la détermination de la nature de plusieurs principes immédiats, qui ne pourraient pas être reconnus par les procédés chimiques ordinaires: ce moyen nous est donné par la lumière polarisée — On sait que Malus découvrit, en 1810, que, lorsqu'un pinceau lumineux tombait sur la surface d'une glace, sous un angle de 35 degrés 25', la lumière du rayon réfléchi perdait ses propriétés ordinaires pour en acquérir de nouvelles. On donna à ce phénomène le nom de *polarisation de la lumière.* « Si on polarise un rayon de lumière en le faisant réfléchir sur un miroir, dit M. Biot, si on le fait ensuite passer à travers un tube de verre plein d'un certain liquide, et qu'on le regarde à travers une plaque de tourmaline perpendiculaire au rayon, on remarquera que ce rayon déviera à droite ou à gauche de la position qu'il traversait quand le tube était vide de liquide, ou bien qu'il restera inactif, c'est-à-dire qu'il ne déviera ni à droite ni à gauche. Cette propriété est désignée sous le nom de *polarisation circulaire.* La déviation dont il s'agit variera en direction et en intensité, suivant la *nature* du liquide, sa densité, l'épaisseur de son volume et la couleur du rayon. » — Dans ses expériences, M. Biot ne s'est servi que du rayon rouge; les verres dont il faisait usage étaient teints en cette couleur par le protoxyde de cuivre.

Voici comment on opère: On fait arriver un rayon lumineux, polarisé par réflexion, sur un tube de verre rouge, contenant une dissolution végétale. Au-delà du tube, on regarde, à travers une plaque de tourmaline, le rayon qui a traversé la snbstance, et on examine de quel côté et de quelle quantité il se dévie.

En expérimentant sur plusieurs substances végétales, M. Biot a obtenu les résultats suivants : 1° La *dextrine* dévie les plans de polarisation à droite avec une grande énergie; son pouvoir rotatoire, comparé à celui du sucre de canne, est comme 100 : 42 ; — 2° Le *sucre de canne*, extrait de la canne, ou de la betterave, ou de la guimauve, dévie le rayon à droite, dans toutes les circonstances possibles; — 3° Le *sucre de raisin*, de quelque plante qu'il soit extrait, fait tourner le plan de polarisation à gauche, lorsqu'il n'a pas été solidifié; car une solution de sucre de raisin, préalablement cristallisé, fait tourner ce plan à droite. Des deux faits qui précèdent, M. Biot a tiré cette conséquence, qu'il était possible, au moyen de la polarisation circulaire, de distinguer le sucre de canne du sucre de raisin avant la cristallisation; — 5° d'après MM. Pelouze et Malagutti, il est possible de transformer le sucre de canne en sucre de raisin, en faisant bouillir une solution du premier pendant long-temps en vases clos, et au bain-marie; en effet, lorsque l'ébullition a été suffisamment prolongée, la solution de sucre dévie le plan de polarisation vers la

droite ; — 5° en ajoutant une partie d'acide sulfurique, ou azotique, tartrique, oxalique, etc., dans une solution de 10 parties de sucre de canne dans 20 pintes d'eau, et en chauffant le tout jusqu'à 40°, on observe que la rotation, qui était auparavant de 45 degrés à droite, a lieu vers la gauche de 15 à 16 degrés. Le même effet a lieu lorsqu'on met une solution de sucre de canne en présence du ferment, et que l'on arrête la fermentation aussitôt qu'il s'est dégagé quelques bulles d'acide carbonique. Dans ces deux cas, le sucre de canne a été transformé en sucre de raisin. M. Persoz, qui a observé ces faits, en a conclu : *a*, que le sucre qui est contenu dans les fruits est du sucre de raisin, puisqu'il possède comme lui la faculté de dévier le plan de polarisation vers la gauche ; — *b*, que pendant la maturation des fruits, le sucre de canne est transformé en sucre de raisin, par l'action qu'exercent sur lui les acides contenus dans ces fruits ; — *c*, que dans la fabrication et la raffinerie du sucre, la présence d'un acide quelconque doit être la cause principale de la formation du sucre incristallisable que l'on obtient, indépendamment de celui qui se fait par l'action de la chaleur (*J. de Ch. méd.*, juillet, 1834) ; — 6° M. Thinus a remarqué que les *sirops acides* de groseille, de limon, etc., préparés avec du sucre de canne, ne renferment plus, au bout d'un certain temps, que du sucre de raisin : en effet, la portion de sucre que ces sirops laissent cristalliser dévie légèrement le rayon à droite, comme le sucre de raisin, tandis que la portion liquide du sirop le dévie à gauche, comme le même sucre qui n'a pas encore été solidifié ; — 7° les deux *sucres du miel* offrent un pouvoir rotatoire contraire : celui qui est cristallisable dévie le rayon à droite, et l'incristallisable à gauche ; — 8° la *mannite* est sans action sur les plans de polarisation ; — 9° la *gomme* dévie le rayon à gauche, ce qui la distingue de l'*amidine* et du *sucre de lait*, qui agissent dans le sens contraire ; — 10° le *ligneux* est transformé par l'acide sulfurique concentré en une matière mucilagineuse analogue à l'amidine, et jouissant, comme cette dernière, de la propriété de dévier fortement le plan de polarisation vers la droite.

CHAPITRE II.

DES ACIDES VÉGÉTAUX.

§ Ier. *Considérations générales.*

On donne le nom d'*acides végétaux* à tous les corps qui, extraits des matières végétales ou faits avec ces matières, neutralisent plus ou moins les bases salifiables. — Les acides végétaux connus aujourd'hui sont extrêmement nombreux : quelques chimistes en admettent 88 et même au delà. Le nombre en augmente tous les jours.

Les noms que l'on donne aux acides végétaux sont généralement tirés des substances végétales dont on se sert le plus souvent pour les obtenir. — Ils sont généralement blancs, solides, susceptibles de cristalliser régulièrement. Exposés à l'action du calorique, quelques-uns d'entre eux se volatilisent sans éprouver d'altérations sensibles dans leurs propriétés : tels sont, par exemple, les acides méconique, acétique, pyromucique ; les autres, au contraire, se décomposent partiellement ou entièrement, et fournissent, comme toutes les substances végétales, de l'eau, de l'hydrogène carboné, de l'acide carbonique, etc. Il en est quelques-uns qui se transforment ainsi en nouveaux acides, qui se trouvent alors mêlés aux autres produits de la décomposition. — L'air sec ne fait éprouver aucune altération aux acides à l'état solide ; mais lorsqu'il est saturé d'humidité, il les humecte et les fait tomber en déliquescence. — La plupart des acides sont solubles dans l'eau : il n'y a guère que les acides gras qui ne s'y dissolvent pas ; l'alcool dissout aussi les acides végétaux ; comme la solubilité de ces composés est plus grande à chaud qu'à froid, il est facile de les obtenir cristallisés. — Les oxydes métalliques peuvent s'unir aux acides végétaux, et former des sels à différents états de saturation, qui sont soumis aux mêmes lois que les sels métalliques ; mais qui se décomposent au feu de la même manière que les substances végétales isolées. Les oxydes qui ont le plus de tendance à s'unir aux acides végétaux par l'intermède de l'eau sont : la baryte, la strontiane, la chaux, la potasse et la soude ; viennent ensuite la potasse et la magnésie. On ne sait rien sur le rang qu'occupent les autres entre eux.

Les acides végétaux naturels se rencontrent le plus souvent unis à des ba-

ses salifiables minérales ou organiques ; il n'y qu'un petit nombre d'entre eux qui aient reçu des applications utiles, soit en médecine, soit dans les arts.

On peut diviser les acides végétaux en cinq sections : 1° ceux qui sont à la fois le produit de l'art et de la nature ; 2° ceux qui sont naturels, et que l'art n'a pas encore obtenus ; 3° ceux qui sont toujours le produit de l'art ; 4° ceux qui sont gras ; 5° enfin ceux dont l'existence est douteuse.

§ II. *Acides qui sont à la fois le produit de l'art et de la nature.*

Il y en a trois, savoir : les acides acétique, oxalique et pectique.

Acide acétique.

Cet acide, nommé autrefois *acéteux*, est, de tous les acides végétaux, celui que l'on rencontre le plus souvent dans la nature, et que l'art produit le plus facilement. On le trouve dans la sève de presque tous les végétaux, libre ou uni à la potasse : c'est l'un des produits constants de la fermentation acide, de la putréfaction des substances organisées et de la décomposition de ces substances par le feu, par les acides azotique et sulfurique, par les alcalis, etc. Enfin, il paraît que toutes les fois qu'une cause quelconque vient troubler l'équilibre qui existe entre les principes immédiats des végétaux, et même des animaux, il se forme une quantité plus ou moins grande d'acide acétique.

Préparation. On se procure l'acide acétique au moyen de plusieurs procédés. — 1° On peut l'extraire du vinaigre par la distillation ; mais il est alors très-étendu d'eau ; on procède à cette distillation comme à celle de l'eau, en ayant soin d'arrêter l'opération lorsque le résidu a acquis la consistance de la lie de vin ; si l'on outre-passait ce terme, on risquerait de décomposer une partie de la matière végétale, et de donner à l'acide une odeur et une saveur d'empyreume. Les premières portions qui passent à la distillation sont bien plus acides que les dernières, parce que l'eau est plus volatile que l'acide acétique. Ainsi préparé, cet acide prend le nom de *vinaigre distillé*.

2° L'acide acétique se prépare encore en décomposant le bois dans des fours en brique ou dans de grands cylindres de tôle, recueillant dans un réservoir en bois le produit liquide qui est formé d'eau, d'acide acétique, de matières huileuses, etc. (*voyez* page 262), abandonnant ce liquide à lui-même jusqu'à ce que la majeure partie de l'huile soit déposée, puis décantant la liqueur qui surnage, et la saturant par le carbonate de chaux ; il y a aussitôt décomposition de ce sel, dégagement d'acide carbonique et formation d'acétate de chaux soluble ; l'excès de matière huileuse est entraîné à la surface sous forme d'une écume noirâtre, qu'on enlève soigneusement avec des écumoires. La liqueur qui contient l'acétate de chaux est ensuite mêlée avec une quantité convenable de sulfate de soude ; il se produit une double décomposition qui donne naissance à du sulfate de chaux insoluble et à de l'acétate de soude qui reste dissous. Le sulfate de chaux, en se précipitant, entraîne l'huile qui restait encore dans la liqueur ; lorsqu'il est déposé, on décante la solution d'acétate de soude, et on la fait évaporer pour obtenir ce sel, que l'on purifie par dissolution et cristallisation. C'est de l'acétate de soude ainsi préparé et purifié que l'on extrait l'acide acétique ; il y a pour cela deux moyens : ou bien on fait dissoudre ce sel dans une quantité déterminée d'eau, et on ajoute à la liqueur de l'acide sulfurique, qui s'empare de la soude, et forme du sulfate de soude qui cristallise, tandis que l'acide acétique, mis en liberté, peut être recueilli par distillation ; ou bien on dessèche les cristaux d'acétate de soude, et on les chauffe légèrement dans un appareil distillatoire avec un peu d'acide sulfurique qui les décompose, et en sépare l'acide acétique, qui ne tarde pas à passer à la distillation. Ce dernier moyen donne un acide plus concentré. Cet acide est connu sous les noms de *vinaigre de bois*, *esprit pyro-ligneux*.

3° Un troisième procédé consiste à décomposer par le feu l'acétate de bi-oxyde de cuivre. On introduit ce sel dans une cornue de grès lutée, que l'on emplit aux deux tiers, et que l'on place ensuite dans le laboratoire d'un fourneau à réverbère ; on adapte à cette cornue une alonge et un récipient pourvu d'un long tube droit. Lorsque les jointures sont bien lutées, on élève peu à peu la température de l'appareil, et bientôt la décomposition a lieu. Les produits de cette décomposition sont : 1° un liquide verdâtre qui se condense dans le récipient, et qui est formé d'acide acétique,

d'un peu d'eau, d'esprit pyro-acétique et d'une petite quantité d'acétate de bi-oxyde de cuivre qui a été entraîné sans avoir subi de décomposition ; 2° des gaz, que l'on peut recueillir à l'extrémité de l'appareil, et qui sont formés d'acide carbonique et d'hydrogène carboné; 3° un résidu solide qui reste dans la cornue, et qui est formé d'une grande quantité de cuivre métallique, mêlé à un peu de charbon, et, suivant M. Vogel, à un peu de protoxyde de cuivre. — Dans cette opération la chaleur commence par séparer les molécules d'acide acétique de celles du bi-oxyde de cuivre. L'acide acétique devenu libre se partage en deux parties : l'une est décomposée par le bi-oxyde de cuivre, comme cela a lieu pendant les analyses des matières végétales par cet oxyde (*voyez* page 268) ; il en résulte du cuivre métallique, du charbon et un peu de protoxyde de cuivre qui restent dans la cornue, des produits gazeux qui se dégagent, et de l'eau qui s'unit à la seconde partie d'acide acétique : celle-ci se volatilise, et vient se condenser dans le récipient. — On purifie le produit liquide en le distillant dans une cornue de verre munie d'un récipient tubulé, et mettant à part les premières portions qui contiennent l'esprit pyro-acétique ; l'acétate de cuivre qui le colorait reste dans la cornue. Ainsi préparé, l'acide acétique est connu sous le nom de *vinaigre radical.*

Propriétés. L'acide acétique, à l'état de pureté, et aussi concentré que possible, se prend en une masse cristalline à la température de + 15° ; le plus souvent il se présente sous forme d'un liquide incolore, doué d'une odeur piquante et caractéristique, d'une saveur très-acide. D'après M. Sebille-Auger, toutes les variétés d'acide acétique ne sont pas cristallisables ; tous les acétates purs et anhydres fournissent un acide cristallisable ; celui qui est produit par la distillation du verdet ne cristallise pas ; celui que donne l'acétate de soude sec, traité par l'acide sulfurique, cristallise à + 15°. La densité de l'acide acétique à + 16° est de 1,063, dans son plus grand état de concentration ; elle augmente jusqu'à ce que cet acide soit mêlé à un tiers de son poids d'eau, et se trouve alors de 1,079; au-dessus de cette proportion, la densité du liquide diminue. — Soumis à l'action de la chaleur, l'acide acétique entre en ébullition un peu au-dessus de + 100°, et se volatilise sans se décomposer ; si cette expérience se fait au contact de l'air, l'acide peut s'enflammer et brûler avec une flamme bleue, presque comme de l'alcool. — Exposé à l'air, cet acide en attire l'humidité et augmente un peu de densité. Il se dissout très-bien dans l'eau ; l'alcool le dissout moins facilement. Le chlore et le brôme le décomposent ; l'iode ne l'altère pas ; le phosphore s'y dissout à la température de + 100° — Il se combine avec un grand nombre d'oxydes, et forme des sels que l'on désigne sous le nom d'acétates.

Composition. Lorsque l'acide acétique est aussi concentré que possible, il est formé, d'après M. Berzélius, de 85, 11 d'acide réel et de 14, 89 d'eau ; quant à l'acide réel, il est formé, d'après le même chimiste, de 46, 83 de carbone (8 at.), de 46, 82 d'oxygène (3 at.) et de 6, 35 d'hydrogène (6 at.) Par conséquent sa formule est $H^6 C^8 O^3$. — Les résultats obtenus par M. Liébig sont à peu près analogues.

Usages. L'acide acétique fait la base du vinaigre, et sert à préparer plusieurs acétates. — En médecine, on s'en sert pour faire respirer aux personnes en syncope ou asphyxiées. Le *sel de vinaigre*, que l'on introduit dans de petits flacons, est formé de cristaux de sulfate de potasse arrosés de vinaigre radical.

Quant au *vinaigre* proprement dit, je ne ferai connaître sa préparation et ses propriétés, qu'après avoir fait l'histoire de la *fermentation acide.* (*Voyez* plus loin.)

Combinaison de l'acide acétique avec les bases.

Genre acétate.

Le feu décompose tous les acétates à l'exception de celui d'ammoniaque ; il forme alors des produits tout-à-fait identiques à ceux qui proviennent de la décomposition des substances végétales, et de plus une certaine quantité d'esprit pyro-acétique qui passe à la distillation, et qui se forme d'autant plus abondamment que l'acétate est plus difficilement décomposable par le feu. La nature des produits fixes varie suivant la base qui est unie à l'acide : plusieurs acétates, tels que ceux de cuivre, de plomb, de mercure et d'argent, sont réduits à l'état métallique ; plusieurs autres, tels que ceux de potasse, soude, chaux, baryte et strontiane, sont transformés en carbonates de ces bases ; les acétates de magnésie,

alumine, zinc, manganèse, etc., laissent pour résidu l'oxyde qui était combiné à l'acide. Dans tous les cas, le produit fixe est presque toujours mêlé d'une quantité plus ou moins considérable de charbon. — L'eau dissout tous les acétates neutres ; ceux de mercure et d'argent sont très-peu solubles ; plusieurs acétates, et notamment ceux des première et seconde section (acétates alcalins et terreux) se décomposent spontanément, lorsqu'ils sont dissous, se recouvrent d'une moisissure dont on ne connaît pas la composition, et paraissent se transformer en carbonates. — On ne trouve dans la nature que deux acétates, ceux de potasse et d'ammoniaque : le premier se rencontre dans la sève des végétaux, l'autre existe dans l'urine putréfiée.

Les acétates se préparent presque tous directement, c'est-à-dire en unissant l'acide aux bases ; il en est cependant plusieurs qui peuvent être obtenus, soit en traitant les métaux en limaille par l'acide et l'eau (fer, zinc), soit par voie de double décomposition.

Composition. D'après MM. Thenard et Gay-Lussac, dans les acétates neutres la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'acide comme 1 est à 7,23.

Caractères distinctifs. Les acétates projetés sur des charbons ardents se boursouflent, noircissent, et répandent une odeur de sucre ou de vinaigre brûlés. Traités à froid ou à une douce chaleur par l'acide sulfurique, ils laissent dégager l'acide acétique, reconnaissable à son odeur particulière.

Acétate de potasse ; *terre foliée végétale, terre foliée de tartre.* Ce sel existe en petite quantité dans la sève de presque tous les arbres (Vauquelin). — On le prépare en versant dans du vinaigre distillé une solution de potasse du commerce, en ayant soin que l'acide ne soit pas entièrement saturé ; on évapore doucement la liqueur dans une bassine d'argent, en la remuant constamment avec une spatule de bois lorsque l'opération touche à sa fin, et en faisant en sorte que la liqueur reste toujours un peu acide. On obtient ainsi un sel un peu coloré par suite de la décomposition d'une petite quantité de matière végétale que le vinaigre distillé contient toujours. On purifie ce sel en le faisant fondre, et en y projetant un dixième de poudre de charbon que l'on y mêle intimement ; on laisse ensuite refroidir la masse, puis on la traite par l'eau, qui dissout l'acétate de potasse, et le laisse cristalliser parfaitement incolore. — On peut encore préparer l'acétate de potasse par double décomposition du sulfate de potasse et de l'acétate de plomb ; mais lorsqu'on l'a préparé de cette manière, il retient presque toujours une petite quantité d'acétate de plomb, qui en rend l'usage dangereux.

Propriétés. On ne peut obtenir ce sel cristallisé qu'en paillettes brillantes et incolores : il est excessivement déliquescent ; aussitôt qu'il a le contact de l'air, il en attire l'humidité, se recouvre de gouttelettes, et se résout en liquide. L'eau en dissout plusieurs fois son poids à la température ordinaire ; l'alcool le dissout aussi avec facilité. Lorsqu'on abandonne la solution aqueuse à elle-même pendant plusieurs semaines, elle se décompose, et se recouvre de moisissure.

Lorsqu'on chauffe, dans une cornue de verre, munie d'un récipient tubulé que l'on entoure de glace, un mélange de parties égales d'acétate de potasse et d'acide arsénieux, il y a décomposition de ces deux corps, et formation 1° d'un produit gazeux composé d'acide carbonique, d'hydrogène carboné, et d'hydrogène arsénié ; 2° d'un produit solide, formé de potasse un peu carbonatée, qui reste dans le fond de la cornue, et d'arsenic métallique qui se sublime à la voûte de l'appareil ; 3° de deux liquides de densité différente, qui se condensent dans le ballon. Le plus pesant a un aspect huileux, une couleur jaunâtre ; il répand à l'air des vapeurs épaisses très-fétides. Ce liquide, que l'on connaît depuis long-temps sous le nom de *liqueur fumante de Cadet*, est regardé par M. Thenard comme une sorte de savon à base d'acide et d'arsenic, ou comme une espèce d'acétate oléo-arsénical, contenant une petite quantité d'esprit pyro-acétique. — L'autre liquide est moins dense, jaune-brunâtre, soluble dans l'eau, fume peu à l'air, est beaucoup moins odorant que le premier, dont il ne diffère que parce qu'il entre dans sa composition de l'eau et une plus grande quantité d'acide acétique.

Usages. L'acétate de potasse est employé comme diurétique et fondant dans le traitement des hydropisies, de la jaunisse, des concrétions bilieuses, des coliques hépatiques, etc.

Acétate de soude ; *terre foliée minérale.* On le prépare en saturant, par le

vinaigre distillé, une solution de carbonate de soude, et évaporant jusqu'à pellicule. — Il cristallise en longs prismes striés, inaltérables à l'air, solubles dans 2,86 p. d'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante. Ce sel, exposé à la chaleur, éprouve successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée ; puis il se décompose ; il s'effleurit légèrement à l'air.

ACÉTATE DE BARYTE. On peut l'obtenir en traitant le poly-sulfure de baryum par l'acide acétique, portant la liqueur à l'ébullition pour chasser l'acide sulfhydrique, puis filtrant et évaporant. — Il est piquant, âcre, sans action sur la teinture de tournesol ; il cristallise en aiguilles prismatiques transparentes.

ACÉTATE DE STRONTIANE. On le prépare en traitant le carbonate de strontiane, ou la strontiane très-divisée, par l'acide acétique. Il se présente sous forme d'aiguilles ou de lames hexagonales, incolores, efflorescentes, solubles dans deux parties et demie d'eau.

Les ACÉTATES DE CHAUX ET DE MAGNÉSIE se préparent comme celui de strontiane. Ils sont sans usages.

ACÉTATE D'ALUMINE. On prépare ce sel, soit en mettant en contact, à la température ordinaire, un excès d'alumine en gelée avec l'acide acétique concentré, puis filtrant et évaporant la liqueur au bout de quelques heures; soit en traitant, par voie de double décomposition, le sulfate d'alumine par la solution d'acétate de plomb, et filtrant pour séparer le sulfate de plomb qui s'est formé. — Il est liquide, incolore, astringent, incristallisable. Lorsqu'on le chauffe, il conserve sa transparence lorsqu'il est pur ; mais s'il contient du sulfate de potasse, il laisse déposer de l'alumine, qui se redissout peu à peu par le refroidissement et l'agitation. L'alun, les sulfates de magnésie, de soude, d'ammoniaque, le chlorure de sodium, l'azotate de potasse, produisent le même effet (Gay-Lussac). Il est difficile d'expliquer tous ces résultats.

L'acétate d'alumine est employé pour fixer les couleurs sur les toiles peintes ; mais, pour cet usage, on le prépare économiquement en traitant la solution d'alun par l'acétate de plomb ; il est alors mêlé d'acétate de potasse ou d'ammoniaque qui ne nuisent pas à l'effet que l'on veut produire.

Les ACÉTATES DE MANGANÈSE, DE ZINC ET DE PROTOXYDE DE FER s'obtiennent, le premier en décomposant le carbonate de manganèse par l'acide acétique, et les deux autres en traitant le métal en limaille par l'acide acétique et l'eau. — Ils sont sans usages.

ACÉTATE DE SESQUI-OXYDE DE FER ; *acétate rouge*. On l'obtient, soit en dissolvant le sesqui-oxyde de fer dans l'acide acétique, soit en traitant, au contact de l'air, la tournure de fer par le même acide étendu d'eau. C'est par ce dernier procédé que l'on prépare l'acétate rouge qui est employé dans les manufactures de toiles peintes ; seulement, à l'acide acétique pur, on substitue le vinaigre ordinaire ou l'acide pyro-ligneux contenant encore de l'huile empyreumatique. — Il est incristallisable, très-soluble dans l'eau, fortement coloré en rouge-brun ; il rougit la teinture de tournesol ; l'eau bouillante le décompose et le transforme en sesqui-oxyde de fer pur. — On l'emploie dans les manufactures de toiles peintes pour faire les couleurs de rouille.

ACÉTATE DE BI-OXYDE DE CUIVRE ; *verdet cristallisé*, *cristaux de Vénus*. On prépare ce sel en faisant dissoudre à chaud le vert-de-gris (sous-acétate de cuivre) dans l'acide acétique faible, évaporant la liqueur, et la versant chaude dans des vases où l'on a disposé des bâtons fendus en quatre, sur lesquels l'acétate vient cristalliser.

Propriétés. Ce sel se présente sous forme de cristaux rhomboïdaux, d'un vert bleuâtre ; il a une saveur sucrée et styptique ; il est légèrement efflorescent, soluble dans cinq fois son poids d'eau bouillante. Lorsqu'on le chauffe, il décrépite, se dessèche, et devient blanc en perdant son eau de cristallisation. Cet acétate anhydre reprend promptement sa couleur bleue lorsqu'on l'expose à l'air ; cet effet est produit immédiatement par l'eau. L'acide sulfurique concentré blanchit l'acétate de cuivre cristallisé en s'emparant de son eau de cristallisation. Chauffé fortement, il se décompose, et laisse dégager une partie de son acide (*voyez* ACIDE ACÉTIQUE, page 274). — Ce sel est formé de 49,2 d'acide acétique et de 39,2 de bi-oxyde de cuivre, et de 11,6 d'eau (Philipps).

On se sert de l'acétate de cuivre pour la préparation du vinaigre radical, et pour faire une liqueur verte dont on se sert sous le nom de *vert d'eau*, pour laver les plans.

SOUS-ACÉTATE DE BI-OXYDE DE CUIVRE; *vert-de-gris*. Ce sel se fabrique princi-

palement aux environs de Montpellier : le procédé que l'on suit consiste à placer des lames de cuivre dans des caves, entre des couches de marc de raisin, peu épaisses, et abandonnant ainsi le métal pendant environ six semaines. Au bout de ce temps, les lames de cuivre sont recouvertes d'une couche verdâtre de sous-acétate, que l'on sépare des lames. Voici comment on explique la formation de ce sel : le marc contient toujours une certaine quantité de moût de raisin, qui éprouve la fermentation, et passe successivement à l'état d'alcool et d'acide acétique ; celui-ci se combine au cuivre oxydé par l'oxygène de l'air, et donne naissance au sous-acétate.

Propriétés. Le vert-de-gris se présente sous forme d'une poudre d'un vert pâle, sans action sur la teinture de tournesol, inaltérable à l'air, insoluble dans l'alcool, décomposable par l'eau en acétate neutre, qui se dissout, et en sous-acétate insoluble, qui contient un plus grand excès de base que le vert-de-gris. Il paraît même que l'eau finit par décomposer entièrement ce sous-sel, et par le transformer en hydrate de bi-oxyde de cuivre (Phillips). — Si on le fait chauffer avec de l'acide acétique, il se convertit en acétate neutre. — Il est composé, d'après Proust, de 43 parties d'acétate neutre, de 37,5 d'hydrate de bi-oxyde, et de 19,5 d'eau.

Usages. Le vert-de-gris est employé dans la peinture à l'huile et pour faire le verdet. En pharmacie, on s'en sert dans la préparation de l'onguent égyptiac, de l'emplâtre divin, etc. ; préparations dont on se sert comme escharotiques. On a proposé de l'administrer à l'intérieur dans le traitement des phthisies tuberculeuses commençantes ; mais c'est un remède inutile et fort dangereux. — Les préparations de cuivre agissent comme de violents poisons corrosifs. Le meilleur antidote de ces poisons est le blanc d'œuf délayé dans l'eau (Orfila), qui a la propriété de les transformer en une matière insoluble dans l'eau, et sans action sur l'économie animale. Ce contre-poison ne peut avoir de bons effets que lorsqu'il a été administré très-peu de temps après l'ingestion de la préparation de cuivre.

La présence des acétates de cuivre dans les liqueurs alimentaires peut être décelée à l'aide des réactifs qui servent à reconnaître les sels de bi-oxyde de cuivre (*voyez* page 219).

Acétate de plomb ; *sel de Saturne, sucre de Saturne, sucre de plomb.* On prépare ce sel en chauffant dans des chaudières en plomb ou en cuivre étamé la litharge avec un excès de vinaigre distillé ou d'acide pyro-ligneux, puis concentrant la liqueur, et la laissant ensuite refroidir dans des vases, où le sel cristallise en aiguilles blanches et brillantes.

Propriétés. L'acétate de plomb neutre se présente sous forme de longs prismes à quatre pans terminés par des sommets dièdres, et contenant 14 p. 30 d'eau combinée. Ce sel est doué d'une saveur sucrée et astringente ; il est très-soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, sans action sur la teinture de tournesol ; exposé à l'air, il s'effleurit peu à peu, et se décompose lentement en acide acétique qui se volatilise, et en protoxyde de plomb qui s'unit à l'acide carbonique. Lorsqu'on le chauffe, il se décompose, et fournit les mêmes produits que l'acétate de cuivre. Sa solution aqueuse peut dissoudre à chaud un poids presque égal au sien de litharge, et se transformer en *sous-acétate* ; elle se comporte avec les réactifs de la même manière que les sels de protoxyde de plomb (*voyez* page 212).

Usages. L'acétate de plomb neutre sert à la préparation en grand de l'acétate d'alumine, dont on fait une grande consommation dans la peinture sur toile ; il sert aussi à la préparation du sous-acétate de plomb. — La médecine l'emploie comme astringent, répercussif et dessiccatif ; on l'administre à l'intérieur pour combattre les diarrhées colliquatives entretenues par des ulcérations superficielles de la membrane muqueuse intestinale, les catarrhes chroniques, les hémorrhagies pulmonaires, utérines et intestinales ; les sécrétions muqueuses excessives, les sueurs colliquatives des phthisiques : suivant M. Gardner, il réussit très-bien dans le traitement des névralgies ; on le donne à la dose d'un demi-grain à deux grains et plus progressivement, en pilules ou en solution dans l'eau distillée. — A l'extérieur, on en fait fréquemment usage en collyres, lotions, injections, pour combattre certaines ophthalmies, les inflammations superficielles de la peau, les brûlures, les contusions, les écoulements blennorrhagiques chroniques, les flueurs blanches, etc.

Les préparations de plomb agissent, à hautes doses, comme les poisons irritants ; l'empoisonnement par l'acétate de plomb

peut être combattu avec succès par l'administration du sulfate de soude ou de magnésie, qui transforment l'acétate en sulfate tout-à-fait insoluble et sans action sur l'économie.

Sous-acétate de plomb. On prépare ce sel en faisant bouillir pendant une demi-heure une partie de litharge porphyrisée avec 3 parties d'acétate de plomb neutre, dissous dans 20 à 25 parties d'eau distillée, puis évaporant jusqu'à ce que le sel marque 28 degrés à l'aréomètre de Baumé, et laissant refroidir la liqueur après l'avoir filtrée.— Dans les pharmacies, on le prépare plus économiquement en sur-saturant à chaud le vinaigre avec la litharge, puis évaporant convenablement la liqueur, et filtrant lorsqu'elle est refroidie.

Propriétés. Le sous-acétate de plomb, que l'on nomme encore *extrait de Saturne*, peut être obtenu cristallisé en lames opaques et blanches, mais on l'obtient plus souvent en masse confuse; il ramène au bleu le tournesol rougi par les acides, et verdit le sirop de violettes; l'air ne lui fait subir aucune altération. Il se dissout facilement dans l'eau; cette solution est abondamment précipitée en blanc par l'acide carbonique et par les sulfates; c'est pour cela que le sous-acétate de plomb liquide blanchit l'eau de rivière et l'eau de puits, qui contiennent du sulfate de chaux et de l'acide carbonique. C'est à ce liquide blanc que l'on donne les noms d'*eau végéto-minérale*, *eau de Goulard*, *eau blanche.*

M. Berzélius donne au sel qui vient d'être décrit le nom d'*acétate triplombique*; le même chimiste admet l'existence d'un autre sous-acétate, qu'il nomme *acétate séplombique*, que l'on obtient en versant dans le sel précédent un grand excès d'ammoniaque, qui précipite un sous-acétate très-chargé d'oxyde; ce dernier paraît contenir six fois autant de protoxyde de plomb que l'acétate neutre.

Le sous-acétate de plomb liquide n'est employé en médecine qu'à l'extérieur, comme astringent et répercussif, pour combattre les inflammations érysipélateuses qui dépendent de causes externes, les contusions, les entorses, les brûlures, etc.

Acétate de protoxyde de mercure. Comme ce sel est très-peu soluble, on peut le préparer par double décomposition de l'azotate de protoxyde de mercure et de l'acétate de potasse. —Il est blanc, micacé, soluble dans 333 parties d'eau froide, doux au toucher.

Acétate de bi-oxyde de mercure. On le prépare en dissolvant à chaud le bioxyde de mercure dans le vinaigre distillé, puis filtrant la liqueur, et la laissant refroidir.—Il se présente sous forme de cristaux lamelleux blancs et nacrés, inaltérables à l'air; il est soluble dans deux parties et demie d'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude; l'eau bouillante le décompose en acide acétique, qui se volatilise, et en sous-acétate.

Acétate d'argent. On l'obtient, soit en faisant dissoudre l'oxyde d'argent dans l'acide acétique; soit en traitant, par voie de double décomposition, l'azotate d'argent par l'acétate de potasse. Il est sous forme d'aiguilles blanches nacrées, peu solubles dans l'eau.

Acétate d'ammoniaque, *Esprit de Mindérérus.* Ce sel existe en petite quantité dans les urines putréfiées. On l'obtient en saturant à froid le vinaigre distillé ou l'acide acétique retiré du bois, par l'ammoniaque liquide ou le carbonate d'ammoniaque, puis évaporant lentement la liqueur, et saturant par l'ammoniaque la petite quantité d'acide qui a été mise en liberté pendant l'évaporation. On ne peut l'obtenir cristallisé à l'état neutre; lorsqu'on le chauffe pour concentrer sa solution, il se décompose en ammoniaque, qui se dégage, et en acétate acide, qui se sublime sous forme de longs cristaux déliés et aplatis.—L'acétate d'ammoniaque acide se prépare avec facilité en chauffant dans une cornue un mélange intime de parties égales de chlorhydrate d'ammoniaque et d'acétate de potasse. — L'acétate acide se sublime presque tout entier sous forme de cristaux semblables aux précédents.— L'acétate neutre a une saveur très-piquante; il se décompose au bout d'un certain temps et se transforme en carbonate d'ammoniaque.

Usages. L'esprit de Mindérérus exerce sur l'économie une action stimulante, qui paraît se porter spécialement sur la peau et les organes urinaires; on le considère comme un puissant diaphorétique. On l'a recommandé pour combattre certains cas de goutte, de rhumatisme chronique, certaines affections cutanées chroniques; on l'administre avec succès dans la variole et la scarlatine, lorsque l'éruption se fait mal ou est supprimée, dans le traitement des fièvres typhoïdes graves, du typhus des camps et des prisons; il réussit très-bien pour combattre

les coliques violentes qui, chez certaines femmes, précèdent ou accompagnent l'écoulement menstruel, les coliques utérines qui parfois accompagnent la parturition. Dans ces derniers cas, on le donne alors à la dose de 15 à 20 gouttes dans un verre d'eau sucrée, ou bien à la dose de 1 à 2 gros dans 4 onces d'infusion de mélisse édulcorée par le sirop d'éther.

Acide oxalique.

Cet acide a été découvert par Bergmann; il existe dans la nature uni à la chaux, à la potasse, à la soude et à l'oxyde de fer; dans les pois chiches (Vauquelin et Deyeux), dans l'oscille, dans un grand nombre de lichens, dans certains calculs urinaires, etc. — On peut l'obtenir en dissolvant le bi-oxalate de potasse dans 25 à 30 fois son poids d'eau, et traitant cette solution par l'acétate de plomb; il se forme aussitôt de l'acétate de potasse soluble, et de l'oxalate de plomb, qui se précipite sous forme d'une poudre blanche que l'on recueille, et qu'on lave par décantation à plusieurs reprises. On traite ensuite ce sel à chaud par la moitié de son poids d'acide sulfurique, préalablement étendu de 4 à 5 fois son poids d'eau distillée. Cet acide s'empare de l'oxyde de plomb, forme un sulfate de plomb insoluble, et met en liberté l'acide oxalique, qui reste en solution dans la liqueur. On sépare le sulfate de plomb par filtration, et on obtient alors un liquide qui contient l'acide oxalique pur mêlé à une petite quantité d'acide sulfurique; on enlève ce dernier acide en projetant dans la liqueur de petites quantités de litharge en poudre très-fine, qui s'empare de l'acide sulfurique, et le précipite à l'état de sulfate de plomb. On cesse d'ajouter de la litharge lorsque la liqueur filtrée ne précipite plus l'azotate de baryte. — Après toutes ces opérations, il est nécessaire de faire passer dans la liqueur un conrant de gaz acide sulfhydrique, qui précipite à l'état de sulfure tout l'oxyde de plomb qui était resté uni à l'acide oxalique. Enfin, on filtre et on concentre pour obtenir l'acide oxalique cristallisé. — Au lieu de traiter l'oxalate de plomb par l'acide sulfurique, on peut se contenter de le mettre en suspension dans l'eau, et de faire passer dans ce liquide un courant d'acide sulfhydrique qui précipite tout le plomb à l'état de sulfure; après cette opération, on filtre et on évapore.

On peut encore préparer l'acide oxalique en traitant à chaud le sucre par 5 à 6 fois son poids d'acide azotique à 22 degrés, en ayant soin de partager cet acide en trois portions que l'on fait agir successivement sur le sucre, à une heure d'intervalle.

Propriétés. L'acide oxalique se présente sous forme de longs prismes quadrangulaires, incolores, transparents, terminés par des sommets dièdres; quelquefois il est cristallisé en très-petites aiguilles blanches: ces cristaux contiennent, d'après M. Berzélius, 42 pour 100 d'eau combinée. Lorsque le sel a été effleuri, il ne contient plus que 14 centièmes d'eau. Il est très-acide, et il rougit fortement la teinture de tournesol; exposé à l'action du feu, il se comporte différemment, suivant la quantité d'eau qu'il contient; celui qui a été effleuri, et qui ne contient que 14 centièmes d'eau combinée (1 at.) se volatilise sans décomposition à la température de + 166°, et ne se décompose qu'à celle de 188°. Celui qui contient 42 centièmes d'eau (3 at.) commence à se décomposer à + 128° c. Les produits de cette décomposition sont de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone, et de l'eau tenant de l'acide formique en dissolution (Turner). — Exposé à l'action de l'air, il s'effleurit en perdant les deux tiers de son eau de cristallisation. —Il est soluble dans 9 parties d'eau à la température ordinaire; l'alcool le dissout aussi; l'eau bouillante en dissout un poids égal au sien. — La solution aqueuse de cet acide forme, avec une solution de potasse insuffisante pour la saturer, un précipité blanc, cristallin, d'oxalate acide de potasse; cette solution précipite en blanc l'eau de chaux et tous les sels calcaires possibles, même le sulfate; ce précipité est insoluble dans un excès d'acide oxalique. La grande insolubilité de l'oxalate de chaux fait de l'acide oxalique un excellent réactif pour découvrir la chaux. — Lorsqu'on met l'acide oxalique en contact avec 40 fois son volume d'acide sulfurique fumant, il disparaît peu à peu, et se transforme en volumes égaux d'acide carbonique et d'oxyde de carbone (Dœbereiner).

Composition. Les travaux de Thomson, Berzélius, Dœbereiner, ont prouvé que l'acide oxalique sec ne contenait pas d'hydrogène : en effet, lorsqu'on décompose l'oxalate d'or par le feu, on n'obtient que de l'or métallique et de l'acide carbonique. — il est formé de 100 de car-

bone (4 at.) et de 197,3 d'oxygène (3 at.) $= C^4 O^3$; ou bien de 10 volumes de carbone, et de 7 volumes $\frac{1}{2}$ d'oxygène (*voy.* page 48). Sa composition peut encore être représentée par l'union de deux volumes d'acide carbonique et d'un volume d'oxyde de carbone $= C^2 O, 2 CO$.

M. Berzélius a trouvé que cet acide était formé de 2 volumes de carbone et de 3 volumes d'oxygène $= C^2 O^3$. En général, on s'acccorde peu sur la composition élémentaire de l'acide oxalique.

Usages. Cet acide est employé dans les laboratoires comme réactif, pour reconnaître la présence de la chaux dans les liquides; on s'en sert aussi dans les fabriques de toiles peintes pour détruire les couleurs à base de fer; enfin, on l'utilise pour enlever les taches d'encre qui se trouvent sur les tissus blancs.

Combinaisons de l'acide oxalique avec les bases.

Genre oxalate.

Quatre oxalates existent dans la nature : ce sont les oxalates de chaux, de soude, de fer et l'oxalate acide de potasse. — Tous les sels de ce genre peuvent être décomposés par le feu, mais tous ne fournissent pas les mêmes produits; cela provient de ce que l'acide oxalique éprouve des altérations très-grandes en s'unissant à certaines bases. Les recherches de M. Dulong ont prouvé que, lorsqu'on unissait cet acide à la chaux, la baryte, la strontiane, les oxydes de cuivre, de mercure et d'argent, on obtenait des oxalates qui, bien séchés, pèsent autant que l'acide et la base que l'on a combinés ensemble; donc l'acide oxalique s'unit à ces bases sans décomposition. Mais il n'en est pas de même lorsqu'on combine cet acide à l'oxyde de plomb ou à l'oxyde de zinc; le sel que l'on forme pèse moins que ses éléments, et la perte est de 20 pour 100 de l'acide employé; dans ce cas, l'acide oxalique n'entre en combinaison qu'après avoir laissé dégager son eau, et après que l'oxyde a cédé une partie de son oxygène à une partie du carbone de l'acide oxalique. M. Dulong pense que l'on peut considérer les sels qui résultent de la réaction de cet acide sur les oxydes de plomb et de zinc, comme contenant le plomb et le zinc à l'état métallique et unis à l'acide carbonique. — On comprendra maintenant sans peine la différence des résultats que l'on obtient, en décomposant les oxalates par le feu. Les oxalates de chaux, baryte et strontiane ne peuvent fournir dans cette opération que les produits ordinaires de la décomposition des matières végétales; en effet les bases de ces sels ne se décomposent pas, et les produits que l'on obtient ne peuvent provenir que de la réaction qui se passe entre les éléments de l'acide oxalique. Avec les oxalates de plomb, de mercure et d'argent, les produits doivent être plus oxygénés, car les oxydes de ces sels sont facilement réductibles par la chaleur, et l'oxygène qui provient de cette réduction contribue à brûler le carbone et l'hydrogène de l'acide; dans ce cas, on ne doit donc obtenir que de l'eau, de l'acide carbonique et un résidu métallique. Enfin, lorsqu'on chauffe les oxalates de plomb et de zinc, il se forme du gaz acide carbonique, de l'oxyde de carbone, et un oxyde métallique moins oxydé que celui qui était primitivement uni à l'acide, ou mieux un mélange de métal et d'oxyde ordinaire. Pour comprendre la formation de ces produits, rappelons-nous l'hypothèse de M. Dulong, qui consiste à considérer les oxalates de plomb et de zinc comme formés par l'union du métal non oxydé et de l'acide carbonique : le feu, en agissant sur ces composés, doit éloigner les molécules de l'acide carbonique de celles du métal, et les mettre hors de leur sphère d'attraction; une partie de cet acide se dégage à l'état de gaz; l'autre partie se décompose en oxyde de carbone, qui se dégage aussi, et en oxygène, qui s'unit au métal et forme, soit un oxyde, très-peu oxydé, soit un oxyde ordinaire, qui reste mêlé à un excès de plomb ou de zinc à l'état métallique.

Les oxalates neutres de potasse, de soude, d'ammoniaque et d'alumine sont solubles dans l'eau; leur solubilité diminue lorsqu'ils sont acides; presque tous les autres oxalates sont insolubles ou peu solubles dans l'eau à l'état neutre, et peuvent au contraire se dissoudre lorsque le sel est acide. — Les oxalates de potasse, de soude et d'ammoniaque se préparent directement; ceux qui sont insolubles peuvent aussi être obtenus par l'union directe de l'acide à la base; mais on les prépare mieux par voie de double décomposition.

Composition. L'acide oxalique se combine en 4 proportions avec les bases, et forme des sous-oxalates, des oxalates neutres, des oxalates acidules et des oxalates acides. Dans les oxalates neutres,

la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'acide comme 1 est à 5,568 ; dans les oxalates acides $:: 1 : 5,568 \times 2$; dans les oxalates acides $:: 1 : 5,568 \times 4$; enfin dans les sous-oxalates $:: 1 : \frac{5568}{2}$. Les oxalates neutres contiennent donc deux fois autant d'acide que les sous-oxalates, la moitié de la quantité d'acide des oxalates acidules (*bi-oxalates*), et le quart de la quantité d'acide des oxalates acides (*quadroxalates*). Ces observations sont dues à M. Wollaston.

Caractères distinctifs. Les oxalates sont faciles à reconnaître par la manière dont ils se comportent, lorsqu'on les projette sur des charbons ardents (décomposition, fumée blanche, odeur de caramel), et par la propriété qu'ils ont de précipiter les sels de chaux, quelqu'étendue que soit la solution de ceux-ci.

OXALATES DE POTASSE. L'acide oxalique s'unit en trois proportions avec la potasse, et forme un oxalate neutre, un bi-oxalate et un quadroxalate.

OXALATE NEUTRE. On le prépare en neutralisant l'acide oxalique par la potasse; il est très-soluble, très-difficile à obtenir cristallisé; tous les acides le décomposent en s'emparant d'une partie de sa base, et le faisant passer à l'état de quadroxalate ; sa solution concentrée est précipitée par l'acide oxalique, qui le transforme en bi-oxalate. Il est sans usages.

BI-OXALATE (*sel d'oseille*). Il existe dans quelques espèces du genre *rumex*, et principalement dans le *rumex acetosella*, que l'on cultive en Suisse pour se procurer ce sel ; dans les *oxalis*, dans les tiges et les feuilles du *rheum palmatum*, etc. — On peut le préparer en unissant la potasse avec deux fois autant d'acide oxalique que cela est nécessaire pour le saturer ; on l'extrait aussi par concentration du suc des feuilles de l'oseille (*oxalis acetosella*). — Il cristallise facilement en parallélipipèdes opaques et très-courts, d'une saveur acide et piquante, peu solubles dans l'eau froide, rougissant la teinture de tournesol, et contenant $\frac{13}{100}$ d'eau de cristallisation. La calcination le transforme en carbonate de potasse.

Le sel d'oseille est employé pour aviver la couleur du carthame ou rouge végétal, pour préparer l'acide oxalique et plusieurs oxalates, enlever les taches d'encre, etc.

QUADROXALATE DE POTASSE. On l'obtient en combinant à la potasse quatre fois autant d'acide que cet alcali en exige pour sa saturation ; ou bien en traitant le bi-oxalate par les acides azotique ou chlorhydrique, et évaporant la liqueur. Il contient 24,72 pour 100 d'eau de cristallisation.

OXALATE DE SOUDE. L'acide oxalique s'unit en deux proportions à la soude, et forme un sel neutre et un bi-sel. — On obtient le premier en neutralisant une certaine quantité de soude par l'acide oxalique ; le second se prépare en versant, dans une solution de soude, deux fois autant d'acide qu'il en exigerait pour être saturé. Ils sont sans usages.

OXALATE D'AMMONIAQUE NEUTRE. On obtient ce sel en saturant l'acide oxalique par l'ammoniaque, et faisant évaporer convenablement la dissolution. Il cristallise en longs prismes tétraèdres, terminés par des sommets dièdres ; ces cristaux sont efflorescents, doués d'une saveur piquante, peu solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool. — On se sert de l'oxalate d'ammoniaque dans les laboratoires comme réactif.

Les autres oxalates sont sans usages, et offrent généralement peu d'intérêt.

ACIDE PECTIQUE.

L'acide pectique (de πηχτις, *coagulum*, parce qu'il est sous forme de gelée) a d'abord été entrevu par M. Payen dans l'écorce de la racine du vernis du Japon. M. Braconnot l'a observé en 1824 et 1825. Ce chimiste a d'abord considéré cet acide comme formant la base de la *gelée végétale*, et a pensé qu'il devait être universellement répandu dans les végétaux, et surtout dans les racines, les fruits, les tubercules, etc. Aujourd'hui, il est bien reconnu que le principe gélatineux des fruits n'est pas de l'acide pectique, et que ce principe a pour base une substance dont on ne connaît pas encore parfaitement la composition, et que M. Braconnot a désigné sous le nom de *pectine* (*voyez* plus loin). Cette découverte, faite en 1831, a porté plusieurs chimistes, et entre autres M. Raspail, à nier l'existence de l'acide pectique dans les végétaux, et à admettre que celui que l'on en retire est le plus souvent le résultat de l'action des alcalis sur la pectine. Cependant plusieurs chimistes pensent encore que l'acide pectique existe tout formé dans certains végétaux.

Préparation. On mélange le suc de groseilles avec celui de cerises aigres ; il s'y forme au bout de quelque temps une

gelée que l'on sépare, et que l'on soumet à des lavages réitérés, pour la priver de sa matière colorante ; on fait ensuite bouillir cette gelée avec une solution faible de potasse, et on passe la liqueur à travers une toile, pour la séparer des débris de groseilles qui peuvent s'y trouver. Le liquide contient, entre autres principes, de l'acide pectique uni à de la potasse : on y verse du chlorure de chaux liquide, qui décolore la liqueur, et donne lieu à la formation de pectate de chaux, qui se précipite en flocons blanchâtres, que l'on recueille sur une toile, et que l'on traite par l'acide chlorhydrique très-faible ; cet acide s'empare de la chaux et met l'acide pectique en liberté. On verse le produit de cette réaction sur une toile, et on le lave pendant long-temps avec de l'eau distillée, qui enlève le chlorure de calcium et l'excès d'acide chlorhydrique, et laisse l'acide pectique sous forme d'une gelée incolore ; on peut priver celle-ci de la plus grande partie de l'eau qu'elle retient, en l'exprimant légèrement (Simonin).

Propriétés. L'acide pectique est une gelée acide qui rougit la teinture de tournesol ; il est presque insoluble dans l'eau froide, et un peu soluble dans l'eau bouillante ; cette solution est coagulée par l'alcool, les acides, l'eau de chaux, l'eau de baryte, le chlorure de sodium, le sulfate de soude, l'azotate de potasse et toutes les solutions salines des quatre dernières sections. Ces différentes substances s'emparent de l'eau, et précipitent l'acide pectique sous forme d'une gelée transparente et incolore. Calciné en vases clos, il fournit beaucoup d'huile empyreumatique ; mais il ne donne pas de produits ammoniacaux. L'acide azotique le transforme à chaud en acide oxalique et en acide mucique. Calciné avec la potasse, dans un creuset, il est aussi transformé en acide oxalique. L'acide pectique dégage l'acide carbonique des carbonates alcalins par l'intermède de l'eau, et à l'aide d'une légère chaleur.

Je ne dirai rien ici des *pectates*, qui offrent généralement peu d'intérêt.

§ III. *Acides naturels.*

On en compte 31, savoir, les acides aspartique, benzoïque, bolétique, cévadique, citrique, équisétique, esculique, fungique, gallique, hypo-picrotoxique, jatrophique, kahincique, kinique, kinovique, kramérique, laccique, lactique, lactucique, lichénique, malique, méconique, mellitique, morique, paratartrique, rocellique, strychnique, succinique, tannique, tartrique, ulmique et valérianique.

Acide aspartique ou asparmique.

Il a été retiré pour la première fois des jeunes pousses d'asperges, en 1829, par M. Plisson. On peut l'obtenir, soit en le retirant des plantes qui le contiennent, soit en décomposant à chaud l'asparagine par l'eau de baryte (Boutron-Charlard et Pelouze) ; il se produit, dans ce dernier cas, de l'ammoniaque qui se dégage, et de l'aspartate de baryte que l'on décompose par l'acide sulfurique ; on filtre ensuite et on évapore la liqueur, qui, par le refroidissement, laisse déposer des petits cristaux soyeux et nacrés d'acide aspartique. Il est incolore, acide, peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool froid à 40 degrés, inaltérable à l'air ; lorsqu'on le chauffe en vases clos, il fournit des produits ammoniacaux et de l'acide cyanhidrique. Il s'unit aux bases métalliques, et forme des sels qui ont une saveur de jus de viande. La formule de cet acide, d'après M. Liébig, est $H^{10}\,C^{8}\,Az^{2}\,O^{6}$: il contient en outre deux atomes d'eau. Si à cette formule on ajoute deux atomes d'ammoniaque, on obtient exactement la formule de l'asparagine ; cette particularité explique la formation de l'acide aspartique et le dégagement d'ammoniaque, lorsqu'on traite l'asparagine par l'eau de baryte.

Acide benzoïque.

Cet acide, qui tire son nom du *benjoin*, existe dans les baumes, dans l'urine des quadrupèdes herbivores, dans la vanille, la cannelle, la fève tonka, dans plusieurs plantes, telle que l'*holcus odoratus*, l'*anthoxantum odoratum*, les fleurs de *mélilot*, etc. — Cet acide peut être extrait de plusieurs manières des substances qui le contiennent. 1° On chauffe modérément le benjoin dans un vase de terre dont les bords sont usés, et que l'on recouvre d'un long cône en carton dont la base doit être unie au bord du vase par des feuilles de papier collé, et dont le sommet doit être troué pour livrer passage aux vapeurs. Sous l'influence d'une douce chaleur, le benjoin entre en fusion ; alors l'acide benzoïque, qui

est libre dans ce baume, se volatilise, et vient se condenser sur les parois du cône, où il cristallise en longues aiguilles blanches satinées. Il est nécessaire que le feu soit bien ménagé; sans cela, presque tout l'acide s'échapperait par le sommet du cône, et celui qui resterait serait coloré en jaune par un peu de substance huileuse. L'opération dure plusieurs heures. Si l'acide benzoïque préparé par ce procédé n'est pas pur, il faut le faire chauffer jusqu'à siccité, avec son poids d'acide azotique à 25 degrés, dans une cornue de verre, munie d'un récipient; puis traiter le résidu par l'eau, qui dissout l'acide benzoïque, et le laisse cristalliser par une concentration convenable; on recueille ensuite ces cristaux, et on les fait sécher à une très-douce chaleur. — 2° Lorsqu'on fait bouillir un mélange de 12 parties d'eau, 1 partie de chaux éteinte et 4 à 5 parties de benjoin, et que l'on filtre ensuite ce mélange, on obtient un liquide qui contientbeaucoup de benzoate de chaux; en concentrant ce liquide, et le traitant par l'acide chlorhydrique, on sépare l'acide benzoïque, qui se précipite sur-le-champ. (Schéele). — 3° L'urine des quadrupèdes herbivores contenant de l'acide benzoïque combiné à la potasse, on peut en extraire cet acide en concentrant l'urine, et traitant ce liquide par l'acide chlorhydrique, qui s'empare de la potasse, et met en liberté l'acide benzoïque, qui se précipite sous forme de petites aiguilles. (Fourcroy et Vauquelin.)

Propriétés. L'acide benzoïque, à l'état de pureté, est cristallisé en longs prismes blancs, brillants, satinés, flexibles, d'une saveur piquante et âcre, inaltérables à l'air, peu solubles dans l'eau froide, très solubles dans l'eau bouillante et dans l'alcool. Si l'on verse de l'eau dans la solution alcoolique d'acide benzoïque, il se forme un précipité blanc floconneux d'acide benzoïque. D'après M. Berzélius, on n'obtient ce précipité que lorsque cet acide contient de la résine. Il rougit la teinture de tournesol. Exposé à l'action du calorique, en vases clos, il entre en fusion, se volatilise presque entièrement, et vient se sublimer à la partie supérieure des vases; une petite partie de cet acide se décompose, et fournit les produits ordinaires de la décomposition des matières végétales. Lorsqu'on le projette sur des charbons ardens, il se réduit en une fumée blanche qui provoque la toux.

A l'état anhydre, l'acide benzoïque est formé, d'après MM. Wôlher et Liébig, de 4,30 d'hydrogène (10 at.), 74,70 de carbone (28 at.), et de 21,00 d'oxygène (3 at.) = $H^{10}\ C^{28}\ O^{3}$. — D'après M. Mitscherlich, cet acide peut être considéré comme formé d'acide carbonique et de benzine (*voyez* Benzine, page 68).

L'acide benzoïque est employé comme tonique et excitant dans le traitement des catarrhes chroniques, de la phthisie tuberculeuse, etc. Il fait partie des pilules de Morton.

Combinaison de l'acide benzoïque avec les bases.

GENRE BENZOATE.

L'histoire des benzoates est encore très incomplète. Soumis à l'action du feu, ces sels se décomposent et laissent dégager une partie de leur acide sans décomposition. M. Peligot, qui a examiné, il y a peu de temps, l'action du calorique sur le benzoate de chaux neutre et cristallisé, a remarqué qu'à la température de + 300°, ce sel fournissait une matière huileuse, brune, volatile, plus dense que l'eau, et laissait du carbonate de chaux pour résidu. La matière huileuse est formée 1° de *benzine* (*voyez* page 68); 2° de *naphtaline* (*voyez* page 69); 3° de *benzône*. En distillant cette matière huileuse au bain-marie, la benzine se volatilise et vient se condenser dans le récipient; si l'on continue ensuite la distillation à feu nu, la naphtaline et la benzône se volatilisent à + 250°, et peuvent être séparées l'une de l'autre par un refroidissement de 20 degrés au-dessous de glace; à cette température la naphtaline se solidifie, et la benzône reste liquide. (*Ann. de Ch. et de Phys.*, mai 1834.) — Les benzoates des deux premières sections, ainsi que ceux de manganèse et de zinc, sont solubles dans l'eau; ceux de mercure, d'étain, de cuivre, etc., sont insolubles. Tous les benzoates sont décomposables par les acides puissants, qui s'emparent de la base, et mettent l'acide benzoïque en liberté.

On prépare tous les benzoates solubles en unissant, par l'intermède de l'eau, et à l'aide d'une douce chaleur, l'acide benzoïque aux bases salifiables, et faisant évaporer la liqueur. Les benzoates insolubles peuvent être préparés par voie de double décomposition. Dans tous ces sels, la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'acide :: 1 : 14,875. — Les benzoates sont tous sans usages.

Acide bolétique.

M. Braconnot a découvert cet acide dans le suc exprimé du *boletus pseudo-igniarius*, qui contient aussi de l'acide fungique. Il est solide, blanc, cristallisé en petits prismes à 4 pans, inaltérables à l'air, doués d'une saveur aigre, très-peu solubles dans l'eau, plus solubles dans l'alcool.

Acide cévadique.

Cet acide a été retiré par MM. Pelletier et Caventou des graines de cévadille (*veratrum sabadilla*). On traite ces graines par l'éther sulfurique bouillant, puis on distille le liquide éthéré, qui laisse pour résidu une matière grasse, acide, jaunâtre, formée d'huile et d'acide cévadique; on traite cette matière grasse par la potasse, qui saponifie l'huile, et se combine à l'acide cévadique : les produits de la saponification sont ensuite délayés dans l'eau, et traités par un excès d'acide tartrique, qui fournit un précipité abondant. On filtre, et on obtient un liquide qui tient l'acide cévadique en solution. On sature cet acide par l'eau de baryte, et on évapore à siccité. Enfin le cévadate de baryte est traité par l'acide phosphorique, et chauffé dans une cornue munie d'un récipient : l'acide cévadique, mis en liberté, se volatilise, et vient se condenser dans le récipient sous forme de belles aiguilles blanches. — L'odeur de cet acide est analogue à celle du beurre; il fond à + 20° et se volatilise un peu au-dessus de cette température; il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Il s'unit aux bases, et donne naissance à des sels qui sont un peu odorants.

Acide citrique.

Cet acide existe naturellement dans le citron, l'orange, les fruits rouges, etc. Dans ces derniers, il est mêlé à l'acide malique. C'est Schéele qui le premier démontra que l'acidité du citron était due à un acide particulier. C'est ordinairement des citrons que l'on extrait l'acide citrique. On fait chauffer un peu le jus de ces fruits, et on le sature peu à peu par la craie en poudre, qui donne lieu à un dégagement abondant d'acide carbonique, et à la formation d'un citrate de chaux peu soluble, qui doit être lavé à l'eau chaude jusqu'à ce que ce liquide cesse d'être coloré par le citrate; on dessèche ensuite ce sel, et on le traite à une douce chaleur, dans une capsule, par 3 parties d'acide sulfurique d'une densité de 1, 15. Cet acide s'empare de la chaux, forme un sulfate de chaux très-peu soluble, et met l'acide citrique en liberté. On filtre pour séparer le sulfate, et on obtient un liquide qui contient l'acide citrique, l'excès d'acide sulfurique, une petite quantité de sulfate de chaux et une matière végétale mucilagineuse. On concentre cette liqueur jusqu'à consistance sirupeuse, et on l'abandonne ensuite dans une étuve sur des assiettes. Au bout de quelques jours, la majeure partie de l'acide citrique cristallise; mais cet acide n'est pas pur, et contient de l'acide sulfurique dont on le débarrasse au moyen d'un procédé tout-à-fait analogue à celui qui sert à purifier l'acide oxalique (*voyez* page 280).

On peut encore retirer l'acide citrique des groseilles, au moyen d'un procédé qui est dû à M. Tilloy pharmacien à Dijon. Voici ce procédé. On écrase les groseilles, puis on les fait fermenter, et on les distille pour en séparer l'alcool; après cette première opération, on retire le marc de l'alambic et on le soumet à la presse. La liqueur, encore chaude, est saturée par le carbonate de chaux, qui se décompose en acide carbonique, qui se dégage avec effervescence, et en chaux, qui s'unit tout à la fois aux acides malique et citrique. Le malate de chaux est soluble et reste en grande partie dissous dans la liqueur; le citrate de chaux est peu soluble, et se précipite avec une petite quantité de malate. Ce précipité est recueilli, délayé dans l'eau, et traité, à l'aide d'une douce chaleur, par l'acide sulfurique, qui précipite toute la chaux à l'état de sulfate insoluble. On filtre pour séparer ce sulfate, et on sature de nouveau le liquide par le carbonate de chaux, qui précipite encore tout l'acide citrique à l'état de citrate de chaux. Ce précipité est recueilli sur un filtre, lavé à grande eau, soumis à la presse, et traité de nouveau par l'eau et l'acide sulfurique, qui met, pour la seconde fois, l'acide citrique en liberté. On sépare le sulfate de chaux par filtration, et la liqueur claire, qui contient l'acide citrique, est décolorée par le charbon animal, puis concentrée, tirée à clair et abandonnée à elle-même dans une étuve chauffée à + 20° ou + 25°, où elle cristallise. Comme les cristaux que l'on obtient à une première cristallisation sont colorés, on les fait égoutter, on les purifie par un lavage

analogue au terrage des sucres (*voyez* SUCRE), puis on les fait redissoudre et cristalliser. Ce procédé paraît fort long et très-compliqué ; cependant M. Tilloy a pu, par ce moyen, obtenir de l'acide citrique qui ne revenait qu'à 12 fr. 96 c. le kilogramme, tandis que celui que l'on préparait avec le suc de citron revenait à 30 fr.

Propriétés. L'acide citrique cristallise en prismes rhomboïdaux dont les plans sont inclinés entre eux de 60° à 120° ; ces prismes sont pourvus de sommets à 4 faces trapézoïdales qui embrassent les angles solides. Sa saveur est très-acide et très-forte ; il est inaltérable à l'air. Exposé à l'action du calorique en vases clos, il entre en fusion, perd son eau de cristallisation, se décompose à la manière des principes immédiats des végétaux, et donne naissance, entre autres produits, à un acide nouveau, que l'on désigne sous le nom d'*acide pyro-citrique.* Chauffé au contact de l'air, il fond, se boursoufle, exhale une vapeur âcre, et ne laisse aucun résidu. Il est très-soluble dans l'eau, qui en dissout au-delà de son poids, à la température ordinaire. Cette solution précipite en blanc les eaux de baryte et de strontiane et l'acétate de plomb ; elle ne trouble pas l'eau de chaux, ce qui la distingue de la solution d'acide tartrique. L'acide azotique transforme à chaud l'acide citrique en acide oxalique.

D'après M. Berzélius, 100 parties d'acide citrique cristallisé sont formées de 82 parties d'acide réel, et de 18 d'eau. Quant à l'acide réel, il est formé de 3, 42 d'hydrogène (4 at.), 41, 84 de carbone (4 at.) et de 54,74 d'oxygène (4 at.)

L'acide citrique est employé en peinture pour aviver certaines couleurs ; réduit en poudre, mêlé avec du sucre aromatisé avec quelques gouttes d'essence de citron, il forme une *limonade sèche,* qu'il suffit de faire dissoudre dans l'eau lorsqu'on veut s'en servir. On peut rendre cette limonade gazeuse en dissolvant dans l'eau une petite quantité de bi-carbonate de soude.

Combinaisons de l'acide citrique avec les bases.

GENRE CITRATE.

Les citrates se décomposent au feu en fournissant les produits ordinaires de la décomposition des matières végétales ; ceux qui sont à base de potasse, de soude, d'ammoniaque, de magnésie et de fer sont solubles dans l'eau ; les citrates de chaux, baryte, strontiane, zinc, plomb, mercure, argent, sont insolubles ou peu solubles ; ils peuvent cependant se dissoudre dans un excès d'acide. — On ne trouve dans la nature qu'un seul sel de ce genre, c'est le citrate de chaux, qui existe en petite quantité dans les fruits qui contiennent l'acide citrique. — Tous les citrates solubles peuvent être obtenus par l'union directe de l'acide et de la base ; ceux qui sont insolubles se préparent par voie de double décomposition.

Dans les citrates la quantité d'oxygène de la base est à la quantité d'acide :: 1 : 7, 748 (Thenard et Gay-Lussac). — Tous les citrates sont sans usages.

ACIDE ÉQUISÉTIQUE.

M. Braconnot a découvert cet acide dans la prêle fluviatile (*equisetum fluviatile*). Il paraît y être uni à la magnésie. — Il se présente sous forme de cristaux confus ou de petites aiguilles blanches radiées, d'une saveur aigre, et inaltérables à l'air. Lorsqu'on le chauffe, il se décompose sans se sublimer, et donne naissance à un produit huileux, acide, incristallisable. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool ; cette solution ne précipite ni l'eau de chaux, ni l'eau de baryte, ni les azotates de plomb et d'argent, ni les sels de protoxyde de fer ; mais elle forme avec l'acétate de plomb et l'azotate de protoxyde de mercure des précipités blancs caillebottés, solubles dans l'acide azotique.

ACIDE ESCULIQUE.

M. Frémy a retiré cet acide en 1834 des marrons d'Inde. Il est en petits cristaux blancs, grenus, presque insipides, peu solubles dans l'eau, très-solubles dans l'alcool, susceptibles de s'unir avec les bases et de former des sels qui sont tous insolubles ou peu solubles, à l'exception de ceux qui sont à base de potasse, de soude et d'ammoniaque.

ACIDE FUNGIQUE.

M. Braconnot a donné ce nom à un acide qu'il a découvert dans le suc de la plupart des champignons ; il l'a trouvé libre dans la *pezize noire*, et uni à la potasse dans le *bolet du noyer*. C'est de ce dernier qu'on l'extrait ordinairement. — Le suc de ce champignon contient, entre

autres principes, du fungate de potasse et de l'albumine ; en faisant bouillir ce suc, l'albumine se coagule, et peut être séparée par filtration. La liqueur filtrée est évaporée jusqu'à consistance d'extrait, puis traitée à plusieurs reprises par l'alcool, qui n'a aucune action sur le fungate, mais le débarrasse de plusieurs substances. Le fungate de potasse, purifié par l'alcool, est dissous dans l'eau et traité par l'acétate de plomb qui le décompose, et produit, par double décomposition, de l'acétate de potasse soluble, et du fungate de plomb qui se précipite. Le fungate de plomb est ensuite traité par l'acide sulfurique faible, qui précipite tout le plomb à l'état de sulfate insoluble, et met en liberté l'acide fungique encore uni à une matière organique ; on filtre et on sature l'acide fungique par l'ammoniaque. Le fungate d'ammoniaque est recueilli par évaporation, et purifié, par plusieurs cristallisations successives, des matières organiques qu'il pouvait retenir. Lorsqu'il est bien pur, on le fait dissoudre dans l'eau, et on le précipite de nouveau par l'acétate de plomb. Le fungate de plomb, qui se forme dans cette dernière opération, est à son tour décomposé par l'acide sulfurique qui précipite le plomb et laisse l'acide fungique en dissolution.

Propriétés. L'acide fungique est incolore, incristallisable, déliquescent, d'une saveur très-aigre. Il forme avec la chaux un sel peu soluble, et avec la potasse et la soude des sels déliquescents et incristallisables ; uni à l'ammoniaque, il donne naissance à un fungate acidule, susceptible de cristalliser en prismes hexaèdres ; il précipite l'acétate de plomb en flocons blancs.

Acide gallique.

Schéele a découvert cet acide en 1786 dans les noix de galle, où il est uni à la chaux et au tannin. Quelques chimistes sont portés à croire que cet acide n'existe pas tout formé dans les végétaux où on le rencontre, et qu'il est toujours le résultat de la décomposition des matières astringentes auxquelles on le supposait uni. Cette opinion n'est pas encore généralement adoptée. — On peut préparer cet acide par plusieurs procédés. 1° Schéele a proposé de faire une forte infusion de noix de galle, et d'exposer cette infusion à l'air pendant plusieurs semaines, en recouvrant d'un papier troué le vase qui le contient. Cette infusion se recouvre de moisissures, et laisse déposer un précipité cristallin. Ce précipité est recueilli, exprimé dans un linge et traité par l'eau bouillante, qui dissout l'acide gallique, et le laisse cristalliser par une évaporation convenable. Obtenu de cette manière, il est coloré en gris par une matière étrangère, dont on peut le priver en le dissolvant dans l'eau, traitant la liqueur à la température de + 80° par le charbon animal, puis filtrant et évaporant. — 2° D'après M. Chevreul, on peut obtenir l'acide gallique par le procédé suivant : « On fait infuser une partie de noix de galle pulvérisée avec huit parties d'eau ; on filtre, dans un flacon qui ne doit être rempli qu'aux trois quarts de sa capacité. On bouche le vase, et on l'abandonne dans une chambre dont la température est de 15 à 25 degrés. Il se dépose d'abord un sédiment d'un gris jaunâtre, formé en grande partie d'acide *ellagique* ; il se produit ensuite des moisissures. Quand la décomposition est jugée assez avancée, on expose le flacon à une température de 6 degrés environ ; il se précipite beaucoup de petites aiguilles du plus beau blanc : c'est l'acide gallique. On jette le liquide sur un filtre, de manière que le sédiment et les moisissures restent pour la plus grande partie dans le flacon. On recueille l'acide gallique sur le filtre, et en le fondant dans l'eau froide, et passant la solution dans un papier lavé à l'acide chlorhydrique (pour lui enlever le carbonate de chaux et le sesqui-oxyde de fer), on obtient par l'évaporation spontanée de l'eau, de très-beaux cristaux d'acide gallique. »—3° M. Dœbereiner a proposé récemment un procédé à l'aide duquel on peut obtenir de l'acide gallique en quelques minutes : ce procédé consiste à verser un peu d'acide acétique dans une décoction concentrée de noix de galle ; le gallate de chaux, que l'on suppose tout formé dans la noix de galle, est décomposé ; on agite pendant quelques minutes avec de l'éther, qui dissout l'acide gallique ; puis on fait évaporer la solution éthérée. (*Journ. de chimie méd.* Mars 1835. — Il y a encore plusieurs procédés que je passe sous silence.

Propriétés. L'acide gallique pur cristallise en longues aiguilles blanches et soyeuses, inaltérables à l'air, d'une saveur faiblement acide et rougissant la teinture de tournesol. Exposé à l'action de la chaleur en vases fermés, l'acide gallique perd d'abord son eau de cristal-

lisation et s'effleurit ; à la température de + 215°, il est décomposé en acide carbonique et en acide *pyro-gallique* qui se sublime sous la forme de lames cristallines très-blanches ; il ne produit ni eau, ni matières empyreumatiques, ni résidu de charbon. A une température un peu plus élevée (+ 250°), il se décompose en acide carbonique qui se dégage, et en acide *métagallique* qui reste dans la cornue. — A la température ordinaire, l'eau dissout la vingtième partie de son poids de cet acide ; l'eau bouillante en dissout un tiers de son poids (Richter). L'alcool le dissout avec facilité. Sa solution aqueuse, abandonnée à l'air, se décompose, se couvre de moisissure et laisse déposer une matière noire que M. Dœbereiner regarde comme formée d'acide *ulmique*. Cette solution traitée, au contact de l'air, par la potasse, la soude et l'ammoniaque, donne naissance à des sels solubles qui acquièrent rapidement une couleur jaune-rougeâtre qui se fonce de plus en plus et devient d'un brun foncé : elle forme avec l'eau de chaux et l'eau de baryte des précipités blanc-verdâtres, floconneux, qui bleuissent au contact de l'air ; elle précipite l'acétate de plomb en blanc, et les sels de sesqui-oxyde de fer en bleu-noirâtre (encre).

L'acide gallique hydraté est formé de 90, 55 d'acide réel (1 at.) et de 9, 45 d'eau (1 at.) L'acide réel est formé lui-même de 3, 49 d'hydrogène (6 at.), 48, 89 de carbone (7 at.) et de 46, 62 d'oxygène (5 at.)

Cet acide a reçu peu d'usages à l'état de pureté ; il est employé pour faire reparaître l'écriture effacée par le chlore. En effet, l'encre ordinaire n'est autre chose qu'un gallate et un tannate de sesqui-oxyde de fer tenu en suspension dans l'eau par la gomme (des recherches faites dans ces dernières années sembleraient prouver que l'encre n'est qu'un tannate de sesqui-oxyde de fer, et que ce liquide ne contient pas de gallate de fer). Si l'on traite l'encre par le chlore, les acides gallique et tannique sont détruits, et par conséquent la couleur de l'encre disparaît ; mais comme le sesqui-oxyde de fer reste à l'état de pureté, on peut faire reparaître l'écriture au moyen de l'acide gallique, qui, en se combinant à cet oxyde, reforme l'encre de toutes pièces. Uni à l'acide tannique (tannin), l'acide gallique est employé en teinture. — Dans les laboratoires, on s'en sert comme réactif pour faire reconnaître la présence des sels de sesqui-oxyde de fer dans les liquides.

Combinaisons de l'acide gallique avec les bases.

Genre gallate.

Ce genre de sels a été peu étudié : en effet, les gallates ne peuvent exister à l'état de pureté qu'autant qu'ils sont à l'abri du contact de l'air ; exposés à l'action de ce gaz, ils en absorbent l'oxygène, et l'acide gallique se décompose en peu de temps. Il n'est donc pas possible de faire beaucoup de recherches sur ces sels.

Acide hypo-picrotoxique.

Il a été découvert, en 1833, par MM. Pelletier et Couerbe, dans les enveloppes de l'amande des coques du Levant ; ces chimistes lui ont donné le nom sous lequel on le connaît, parce que sa composition ne diffère de la picrotoxine que par un atome de chaque élément en moins. — Il est solide, brun, incristallisable : l'eau bouillante le ramollit sans le dissoudre.

Acide igazurique.

Voyez acide strychnique.

Acide jatrophique ou crotonique.

Cet acide a été trouvé en 1818, par MM. Pelletier et Caventou, dans le pignon d'inde (*croton tiglium* ou *jatropha curcas*). — On le prépare en faisant bouillir l'huile de croton tiglium avec de l'eau et de la magnésie, recueillant le jatrophate de magnésie, le lavant avec de l'alcool, et le décomposant par l'acide phosphorique dans une cornue munie d'un récipient : par l'élévation de température, l'acide jatrophique est mis en liberté, se volatilise, et vient se condenser dans le récipient. — Cet acide est liquide, incolore, doué d'une odeur piquante et d'une saveur âcre et désagréable. Il est volatil et très soluble dans l'eau.

M. Brandes pense que cet acide n'existe pas dans le croton tiglium, et qu'il ne se forme qu'à la suite d'une altération que la lumière, l'air et l'eau font subir à l'huile volatile du croton.

Acide kahincique.

MM. Pelletier et Caventou l'ont découvert dans l'écorce du kahinca. Il est cristallisé en petites aiguilles déliées, inodores, amères, peu solubles dans l'eau et

l'éther, plus solubles dans l'alcool; il est dissous par les acides puissants, qui le transforment ensuite en une gelée qui se précipite.

Acide kinique ou quinique.

Il a été découvert en 1790 par Hoffmann, pharmacien à Leer. Il existe dans la plupart des espèces de quinquina, où il est uni à la chaux, et aux alcalis végétaux qui se trouvent dans ces écorces (quinine et cinchonine). — Pour extraire l'acide kinique, on commence par épuiser la poudre de quinquina par l'eau froide, et par concentrer la solution jusqu'en consistance d'extrait. Cet extrait contient, entre autres principes, du kinate de chaux; on traite la masse par l'alcool, qui n'a pas d'action sur ce kinate, mais le débarrasse de plusieurs substances étrangères; on décante et on traite le résidu par l'eau, qui dissout le kinate de chaux. Cette solution, filtrée et abandonnée au contact de l'air dans un lieu frais, laisse déposer au bout de quelques jours des cristaux lamelleux, blancs-jaunâtres, de kinate de chaux que l'on purifie par plusieurs dissolutions et cristallisations. — Ce sel est ensuite dissous dans dix parties d'eau tiède, puis traité avec précaution, par l'acide oxalique ou par l'acide sulfurique, qui précipitent toute la chaux, et mettent l'acide kinique en liberté. On filtre, et on obtient l'acide kinique en solution dans l'eau; cette solution, convenablement concentrée, fournit des cristaux d'acide kinique, que l'on purifie par plusieurs dissolutions et cristallisations.

Propriétés. L'acide kinique est blanc, inodore, cristallisé en lames divergentes peu régulières et d'une saveur acide: il est inaltérable à l'air et très-soluble dans l'eau, décomposable par la chaleur, fournissant alors tous les produits ordinaires des substances végétales, et de plus un acide particulier que l'on nomme *pyrokinique*. — En s'unissant aux bases, il donne naissance à des sels très-solubles, qui sont difficiles à obtenir cristallisés régulièrement. — A l'état anhydre, il paraît formé, d'après M. Liébig, de 5,97 d'hydrogène (24 at.), 46,15 de carbone (15 at.), et 47,88 d'oxygène (12 at.).

Acide kinovique.

MM. Pelletier et Caventou ont donné ce nom à un acide qu'ils ont retiré de l'écorce du *kina nova*. — Il est blanc, floconneux, léger, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il forme avec la baryte et la magnésie des sels très-solubles dans l'alcool et dans l'éther.

Acide kramérique.

M. Peschier l'a découvert dans la racine de ratanhia (*krameria triandra*), qui contient aussi de l'acide gallique. On l'obtient en versant dans une infusion de cette racine une solution de gélatine qui en précipite le tannin; on filtre, et on traite la liqueur par du sulfate de fer, qui précipite l'acide gallique; on filtre de nouveau, et on sature l'acide kramérique par le carbonate de chaux, qui s'unit à l'acide kramérique et forme un sel soluble; celui-ci est mis en contact avec l'acétate de plomb, qui donne naissance à du kramériate de plomb insoluble, que l'on décompose en faisant passer dans la liqueur un courant d'acide sulfhydrique: le plomb est précipité à l'état de sulfure, et l'acide kramérique est mis en liberté. — Il est cristallisé en prismes aciculaires, acides et styptiques.

Acide laccique.

M. John a nommé ainsi un acide particulier, qui paraît exister dans la laque en bâton. Voici le procédé à l'aide duquel M. John obtient cet acide. — La laque est pulvérisée, et lavée avec de l'eau jusqu'à ce qu'elle ne colore plus ce liquide; par l'évaporation, on obtient un résidu que l'on traite par l'alcool. La dissolution alcoolique évaporée à siccité laisse un autre résidu qui, à son tour, est traité par l'éther; ce dernier laisse enfin une masse sirupeuse d'un jaune de vin clair, qui, dissoute dans un peu d'alcool, laisse précipiter de la résine par l'addition de l'eau. Le liquide contient l'acide laccique combiné avec très-peu de potasse et avec des traces de chaux; mais on peut l'en séparer en y versant une solution d'acétate de plomb, et en décomposant le précipité par une quantité d'acide sulfurique justement égale à celle qui est nécessaire pour saturer le plomb. — L'acide laccique a une couleur d'un jaune de vin très-clair; il peut cristalliser; il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; sa saveur est acide. Il précipite en blanc l'acétate de plomb et les sels solubles de mercure; il ne trouble ni l'eau de chaux, ni les azotates d'argent et de baryte.

Acide lactique.

L'acide lactique a été découvert en 1780 par Schéele; M. Braconnot l'a décrit depuis sous les noms d'*acide nancéïque* et *acide zumique*. On le trouve dans une foule de substances, telles que le jus de betterave, le riz, la noix vomique, le lait, etc. Il existe sous deux états différents, 1° solide et anhydre, 2° liquide. — Pour préparer *l'acide liquide*, on fait fermenter quelques centaines de litres de jus de betteraves à + 25° ou 30°. Au bout de deux mois environ, on évapore ce jus en consistance de sirop, et on traite celui-ci par l'alcool, qui dissout l'acide lactique. La solution alcoolique est ensuite filtrée et évaporée jusqu'en consistance d'extrait: on met cet extrait en contact avec l'eau, qui dissout l'acide, et on sature cet acide par le carbonate de zinc, qui donne naissance à du lactate de zinc que l'on obtient cristallisé par l'évaporation du liquide préalablement filtré. — Comme le lactate de zinc est presque toujours impur et coloré à une première cristallisation, on le purifie en le faisant dissoudre dans l'eau, le traitant à chaud par le charbon animal, puis, filtrant et évaporant la liqueur, et lavant les cristaux avec de l'alcool bouillant. — Le lactate de zinc bien pur est dissous dans l'eau et décomposé par la baryte, qui en précipite l'oxyde de zinc. — On filtre, et on traite le lactate de baryte par l'acide sulfurique, qui précipite toute la baryte à l'état de sulfate, et met en liberté l'acide lactique; on concentre cet acide dans le vide, et on le purifie en l'agitant avec de l'éther sulfurique, qui le dissout et en sépare quelques matières floconneuses.

L'*acide anhydre* peut être obtenu en chauffant l'acide liquide en vases clos: cet acide fournit alors, entre autres produits, une grande quantité de matière blanche concrète qui n'est que de l'acide lactique anhydre. On exprime cette matière entre plusieurs doubles de papier Joseph pour la priver d'un principe odorant, et on la fait dissoudre dans l'alcool bouillant, qui, par le refroidissement, laisse cristalliser l'acide anhydre sous formes de tables rhomboïdales très-blanches. Cet acide anhydre ne peut être obtenu que lorsqu'on soumet à la distillation de l'acide liquide *très-pur*.

Propriétés. L'acide lactique *liquide* est incolore, inodore, très-acide, d'une consistance sirupeuse, d'une densité de 1,215 à + 20°. Lorsqu'on le chauffe en vases fermés, il se décompose en partie, donne une grande quantité d'acide anhydre qui se sublime, et fournit en outre les produits ordinaires de la décomposition des matières végétales. Il est très-soluble dans l'eau et l'alcool, moins soluble dans l'éther; il attire un peu l'humidité de l'air. Il ne trouble ni l'eau de chaux, ni l'eau de baryte; il précipite l'acétate de magnésie avec dégagement d'acide acétique. — L'acide *solide* est en cristaux d'un blanc éclatant, solubles dans l'eau chaude, qui transforme l'acide anhydre en acide liquide; il est peu soluble dans l'alcool froid, très-soluble dans l'alcool bouillant, qui le laisse cristalliser par le refroidissement. Lorsqu'on le chauffe, il entre en fusion à + 107°, bout + à 250° et se volatilise sans décomposition.

Composition. L'acide liquide est formé de 7,11 d'hydrogène (6 at.), 41 de carbone (6 at.) et 51,89 d'oxygène (6 atomes) $= H^6 C^6 O^6$. L'acide anhydre est composé de 5,54 d'hydrogène, 49,68 de carbone et 44,78 d'oxygène. Ils ne diffèrent l'un de l'autre que parce que celui qui est liquide contient 2 atomes d'eau, tandis que l'autre n'en contient pas.

Acide lactucique.

Plaff l'a séparé du jus de *lactuca virosa*. Il précipite les sels de fer en vert, le sulfate de bi-oxyde de cuivre en brun. Il est sans usages.

Acide lichénique.

Plaff l'a découvert dans le *lichen d'Islande*. Il paraît avoir beaucoup d'analogie avec l'acide bolétique. — Il offre peu d'intérêt.

Acide malique ou sorbique.

Cet acide a été découvert par Schéele, en 1785; mais ce chimiste ne l'a pas obtenu à l'état de pureté; tel qu'il l'a préparé, il contenait une matière muqueuse, qui lui communiquait des propriétés un peu différentes de celles qu'il possède lorsqu'il est pur. — L'acide sorbique, qui a été extrait pour la première fois, en 1814, par M. Donovan des fruits du sorbier, a été considéré pendant quelque temps comme un acide particulier; mais MM. Labillardière et Braconnot sont parvenus, chacun de leur côté, à prouver que l'acide sorbique, bien purifié, ne différait en rien de l'acide malique.

Un grand nombre de fruits contiennent de l'acide malique ; on le trouve en effet dans les pommes, les poires, les prunes sauvages, les baies du sorbier, du sureau noir, de l'épine-vinette ; il existe aussi, uni à l'acide citrique, dans les groseilles, les framboises, la pulpe des tamarins, les pois chiches, etc.

La plupart des procédés qui ont été proposés pour extraire l'acide malique ne fournissent qu'un acide impur ; le procédé suivant, dû à M. Liébig, donne de l'acide dans un grand état de pureté. — On commence par faire bouillir le jus des fruits du sorbier, qui, entre autres produits, contiennent une grande quantité d'acide malique, une matière colorante, une petite quantité d'acide citrique et d'acide tartrique, etc. Lorsque l'ébullition a été suffisamment prolongée, on filtre, et on sature le suc acide par le carbonate de chaux : il y a dégagement d'acide carbonique, et combinaison de la chaux avec les acides du sorbier. — La liqueur est ensuite traitée par l'acétate de plomb, qui donne lieu, par double décomposition, à de l'azotate de chaux soluble, et à des sels de plomb insolubles, formés par l'union du protoxyde de plomb avec les acides végétaux. Ces derniers sels ne tardent pas à cristalliser en aiguilles jaunâtres, qui doivent être lavées à l'eau froide et traitées à chaud par l'acide sulfurique faible ; cet acide précipite l'oxyde de plomb à l'état de sulfate, et met les acides végétaux en liberté. — Il résulte de cette réaction une pâte homogène que l'on traite par du sulfhydrate de baryte dissous ; ce sel se décompose, 1° en acide sulfhydrique, qui s'unit à l'oxyde de plomb du sulfate et le transforme en sulfure insoluble ; 2° en baryte, qui s'unit à l'acide sulfurique. — On filtre la liqueur, qui ne contient plus que les acides végétaux ; on les sature par le carbonate de baryte, qui se décompose en acide carbonique qui se dégage, et en baryte qui s'unit aux acides malique, citrique et tartrique. Le malate de baryte reste dissous, tandis que le citrate et le tartrate sont insolubles et se précipitent. — On filtre, et on obtient un liquide qui contient du malate de baryte ; ce sel est ensuite décomposé par l'acide sulfurique faible, qui précipite la baryte et met l'acide malique en liberté ; on filtre encore, et on évapore la liqueur jusqu'en consistance sirupeuse ; puis on la traite par l'alcool, qui dissout l'acide malique, et n'exerce aucune action sur le malate de baryte qu'il pourrait retenir. Enfin, on filtre pour la dernière fois, et on évapore la solution alcoolique pour obtenir l'acide malique. (*Annales de Ch. et de Phys.*, avril 1833.)

Propriétés. L'acide malique cristallise en mamelons incolores, inodores, très-acides, déliquescents, très-solubles dans l'eau et dans l'alcool. Lorsqu'on chauffe ces cristaux, ils entrent en fusion à + 83°, et se décomposent à + 150° en eau et en un acide pyrogéné, que l'on désigne sous le nom d'acide *para-maléique* ; il ne se dégage aucun gaz, et il n'y a point de charbon mis à nu. Ce nouvel acide est volatil. — A + 176°, la décomposition s'opère plus rapidement, et donne lieu aux mêmes phénomènes ; seulement, il se forme alors deux acides pyrogénés, savoir, de l'acide para-maléique, comme à + 150°, et de plus de l'acide *maléique*. — A + 200°, on obtient les mêmes produits qu'à + 176° ; seulement l'acide maléique est beaucoup plus abondant que l'autre. — A + 400° les phénomènes changent ; l'acide malique se décompose, et fournit, 1° deux acides volatils qui paraissent être de l'acide malique anhydre, 2° des acides maléique et para-maléique, qui sont eux-mêmes décomposés par le feu, et donnent tous les produits ordinaires des matières végétales (Pelouze). — L'acide malique est transformé en acide oxalique par l'acide azotique. — La chaux, la baryte, les azotates de plomb, d'argent et de mercure ne sont pas précipités par lui. Il forme avec les alcalis des sels neutres très-solubles et incristallisables, et des sels acides susceptibles de cristalliser. Il s'unit avec le protoxyde de plomb, et donne naissance à un sel peu soluble dans l'eau froide, et susceptible de cristalliser en aiguilles brillantes, nacrées, qui ressemblent à de l'acide benzoïque cristallisé.

L'acide malique anhydre a une composition tout-à-fait analogue à l'acide citrique ; par conséquent, il est formé de 3,51 d'hydrogène (4 at.) 41, 47 de carbone (4 at.) et 55,02 d'oxygène (4 at.) ; ces deux acides sont donc isomériques. L'acide malique anhydre ne se trouve que dans certains malates ; lorsqu'il est cristallisé, il est formé d'un at. d'acide réel et d'un at. d'eau.

Acide méconique.

Pendant long-temps on a décrit sous ce nom un acide qui a été découvert, en

1815, par Sertuerner, pharmacien à Eimbeck, et qui n'était que de l'acide *méta-méconique*. Le véritable acide méconique pur n'a été isolé qu'en 1832, et c'est à M. Robiquet que l'on en doit la découverte. — Il existe, combiné à la morphine, dans l'opium et dans le suc des pavots indigènes. — Le procédé à l'aide duquel on peut l'extraire est long et compliqué.

On commence par préparer une solution aqueuse d'opium ou d'extrait d'opium; on verse dans cette solution du chlorure de calcium, qui y forme un précipité brun, composé de méconate et de sulfate de chaux; il se produit en même temps du chlorhydrate de morphine qui reste en solution. — Le précipité est recueilli, lavé d'abord avec de l'eau, puis avec de l'alcool, et délayé dans 10 parties d'eau à + 90°; on verse dans ce liquide de l'acide chlorhydrique, qui transforme le méconate de chaux en *bi-méconate* soluble. — On filtre pour séparer le sulfate de chaux; on concentre la liqueur, et on obtient des cristaux légers et nacrés de bi-méconate de chaux, que l'on comprime entre des feuilles de papier Joseph. Ces cristaux sont dissous dans de l'eau chauffée à + 90°, et traités par de l'acide chlorhydrique à une température qui ne doit pas être élevée jusqu'à + 100°. Cet acide enlève toute la chaux au bi-méconate, et met en liberté l'acide méconique, qui, par le refroidissement, se précipite en petits cristaux. On jette ces cristaux sur un filtre lavé à l'acide chlorhydrique, et on les arrose à plusieurs reprises avec de l'eau distillée; on les dissout ensuite dans l'eau chaude, qui laisse cristalliser l'acide méconique par le refroidissement; mais cet acide est alors coloré en jaune. — Pour le purifier, on le combine avec les $\frac{25}{100}$ de son poids de potasse caustique; le méconate de potasse qui en résulte est dissous, puis cristallisé et comprimé plusieurs fois. Lorsqu'il est devenu entièrement blanc, on le décompose par l'acide chlorhydrique, qui met l'acide méconique en liberté. (Robiquet, *Ann. de Ch. et de Phys*, 1832.)

Propriétés. L'acide méconique pur est solide, cristallisé en belles écailles blanches, transparentes et micacées, d'une saveur acide, solubles dans 4 parties d'eau bouillante, qui le laissent cristalliser par le refroidissement. Si l'ébullition est prolongée pendant quelque temps, l'acide méconique se décompose en acide carbonique qui se dégage, et en acide *méta-méconique* qui reste en solution dans la liqueur; celle-ci se colore en jaune, puis en brun-foncé. L'acide méconique rougit la teinture de tournesol, est inaltérable à l'air à la température ordinaire, devient opaque et perd son eau de cristallisation à + 100°, reprend cette eau et sa transparence lorsqu'on le fait dissoudre dans l'eau chaude. — Exposé à l'action du calorique en vases clos, il fournit les produits ordinaires de la décomposition des substances végétales, et donne de plus un acide pyrogéné qui cristallise en longues aiguilles blanches penniformes, et que l'on désigne sous le nom d'acide *pyro-méconique*. — L'acide azotique le transforme en acide oxalique. — Il communique une couleur rouge intense aux dissolutions de sels de sesqui-oxyde de fer, et forme avec les oxydes terreux et métalliques des combinaisons salines peu solubles.

L'acide méconique est composé de 2,015 d'hydrogène (4 at.), 42,112 de carbone (7 at.) et 55,873 d'oxygène (7 at.) = $H^4 C^7 O^7$ (Liébig). L'acide cristallisé contient en outre 4 at. d'eau.

Acide mellitique.

Cet acide n'a encore été trouvé que dans le *honigstein*, que l'on nomme encore *mellite* ou *pierre de miel*; il y est uni à l'alumine. C'est Klaproth qui l'a extrait de cette substance. — Il offre peu d'intérêt.

Acide morique.

Cet acide, encore nommé *moroxalique* et *morolinique*, a été découvert par Klaproth dans une exsudation jaune-brunâtre qui s'était concrétée sur le tronc d'un mûrier blanc (*morus alba*); il y existe en combinaison avec la chaux. — On le prépare en traitant l'écorce de mûrier blanc par de l'eau distillée bouillante, pour se procurer le morate de chaux, décomposant celui-ci par l'acétate de plomb, et traitant ensuite le morate de plomb par l'acide sulfurique. — L'acide morique se présente sous forme d'aiguilles fines de couleur de bois pâle, d'une saveur acide et âcre. — Il a été peu examiné.

Acide para-tartrique ou racémique.

Il a été décrit, en 1826, par M. Gay-Lussac, sous le nom d'*acide des Vosges*,

parce qu'il en a reconnu la présence dans plusieurs échantillons de tartre des Vosges ; il paraît exister dans le suc de plusieurs variétés de raisin ; cependant les remarques de M. Robiquet tendent à faire supposer que cet acide ne préexiste pas dans le tartre, et qu'il n'est que le résultat d'une réaction entre les principes de l'acide tartrique. — Son nom d'acide racémique lui vient de *racemus*, grappe de raisin. — Pour se procurer cet acide, on prend du tartre des Vosges, on le sature par le carbonate de soude, et on laisse cristalliser le tartrate de potasse et de soude qui s'est formé. Les eaux-mères contiennent le racémate de soude ; on y verse une solution d'acétate de plomb qui précipite l'acide racémique à l'état de racémate de plomb uni à une petite quantité de tartrate de plomb. Ce sel est recueilli, lavé et traité par l'acide sulfurique, qui précipite tout l'oxyde de plomb à l'état de sulfate, et met les acides racémique et tartrique en liberté ; on filtre et on évapore ; l'acide racémique, qui est moins soluble que l'acide tartrique, cristallise le premier (Berzélius). — Cet acide se dissout dans cinq parties d'eau froide, tandis que l'acide tartrique n'en exige que deux parties pour entrer en solution. Lorsqu'on le distille, il fournit un produit liquide, jaunâtre, très-acide, et laisse pour résidu un charbon léger. Exposé à l'air sec à + 18°, il s'effleurit au bout de vingt-quatre heures en perdant un atome d'eau ; l'acide tartrique ne se comporte pas ainsi. — Sa solution aqueuse précipite l'eau de chaux, l'azotate de chaux et le chlorure de calcium ; le précipité blanc formé dans l'eau de chaux est soluble dans l'acide chlorhydrique et reparaît par l'action de l'ammoniaque ; celui qui est formé dans le même liquide, par l'acide tartrique, ne reparaît pas de suite lorsqu'il a été dissous par l'acide chlorhydrique et traité par l'ammoniaque.

Acide rocellique.

Il a été découvert par Heeren, dans le *rocella tinctoria*.—Il se présente sous forme de cristaux blancs, soyeux, ténus, sans odeur, sans saveur, insolubles dans l'eau, même à la température de l'ébullition, très-solubles dans l'alcool bouillant et dans l'éther, rougissant la teinture de tournesol, et fusibles à + 130°.

Acide strychnique ou igasurique.

Il a été découvert, en 1818, par MM. Pelletier et Caventou, dans la noix vomique et dans la fève de saint Ignace (*strychnos nux vomica et strychnos Ignatia*), où il est uni à la strychnine. — Il se présente sous forme de petites aiguilles blanches, très-légères, très-acides, solubles dans l'eau et dans l'alcool, dépourvues des propriétés vénéneuses de la noix vomique.

Acide succinique.

Cet acide existe tout formé dans l'ambre jaune ou succin, et dans les térébenthines. — On le retire du succin par la distillation ; pour cela, on introduit cette substance dans une cornue de verre munie d'une allonge et d'un récipient tubulé, et on chauffe l'appareil avec ménagement. Le succin entre en fusion et laisse d'abord dégager un liquide incolore ou peu coloré ; l'acide succinique se dégage à son tour et se condense en partie dans le col de la cornue, sous forme d'aiguilles transparentes. Lorsque l'opération est terminée, la masse de succin qui avait éprouvé un grand boursouflement, s'affaisse tout-à-coup. — Si à cette époque on continuait encore la distillation, il se formerait une matière brune, huileuse, qui salirait l'acide succinique. — Enfin, si l'on faisait rougir le fond de la cornue, il se produirait une substance jaune, volatile, qui se condenserait dans le col de la cornue, en prenant la consistance de la cire.—Plusieurs procédés ont été proposés pour purifier l'acide succinique ; le plus simple consiste à dissoudre cet acide dans l'eau, à le saturer par de la potasse, et à faire bouillir le succinate de potasse avec du charbon animal ; on filtre ensuite, et on traite ce sel par l'azotate de plomb, puis le succinate de plomb par l'acide sulfurique (Richter).

Propriétés. L'acide succinique est cristallisé en prismes droits, terminés par quatre facettes placées sur les angles latéraux ; ainsi cristallisé, il contient un atome d'eau (Félix d'Arcet) ; il est blanc, transparent, âcre au goût, inaltérable à l'air, soluble dans 25 parties d'eau froide, dans 3 parties d'eau bouillante et dans une partie et demie d'alcool bouillant ; il rougit la teinture de tournesol. Exposé à l'action du calorique, il fond, laisse dégager un demi-atome d'eau, puis se sublime en totalité lorsqu'il est bien pur (Berzélius). Ces aiguilles ne contiennent plus qu'un demi-atome d'eau, mais peuvent s'hydrater lorsqu'on les fait

dissoudre et cristalliser (Félix d'Arcet). Il précipite les sels de sesqui-oxyde de fer, et ne précipite pas ceux de protoxyde de manganèse, de sorte que l'on pourrait s'en servir pour séparer ces deux oxydes. — Il est formé de 3,96 d'hydrogène (4 atomes), 48,48 de carbone (4 atomes), et 47,56 d'oxygène (3 atomes) = H^4 C^4 O^3 (Berzélius).

Acide tannique.

Cet acide est généralement connu sous le nom de *tannin*. M. Pelouze en a fait connaître les véritables propriétés en 1834. — Il existe dans la noix de galle, le sumac, la gomme kino, le cachou, et dans la plupart des écorces et des fruits astringents. — Pour préparer l'acide tannique, on introduit de la noix de galle, finement pulvérisée, dans une allonge dont la douille est pourvue d'une mèche de coton, et dont la plus grande ouverture est fermée par un bouchon de cristal ; on tasse un peu cette poudre, et lorsque son volume est égal à la moitié de la capacité de l'allonge, on finit de remplir celle-ci avec de l'éther sulfurique du commerce. Cela fait, on place cette allonge, la douille en bas, sur une carafe ordinaire, et on abandonne l'appareil à lui-même. L'éther, en passant à travers la poudre de noix de galle, entraîne les matières qu'elle peut dissoudre, et se rend dans la carafe. Au bout de 24 heures, on trouve dans celle-ci un liquide formé de deux couches bien distinctes, dont une très-légère, et l'autre plus dense, sirupeuse, et de couleur ambrée. C'est cette dernière qui contient la majeure partie de l'acide tannique. On la sépare à l'aide d'un entonnoir allongé, et on la fait évaporer sous le récipient de la machine pneumatique. L'éther se volatilise, et l'acide tannique reste à l'état solide. Cent parties de noix de galle fournissent, par ce procédé, de 35 à 40 parties d'acide tannique.

Propriétés. L'acide tannique est blanc-jaunâtre, cristallin, brillant, spongieux, sans odeur, doué d'une saveur très-astringente ; il rougit la teinture de tournesol ; il est très-soluble dans l'eau, moins soluble dans l'alcool et dans l'éther, surtout lorsque ces liquides sont anhydres. Lorsqu'on le chauffe à + 210°, il se décompose et fournit, outre les produits ordinaires, de l'acide *pyro-gallique* qui se sublime, et de l'acide *méta-gallique* qui reste dans la cornue. — La solution aqueuse d'acide tannique, abandonnée à l'air, se décompose et laisse précipiter de l'acide gallique cristallisé. Cette solution ne trouble pas les sels de fer protoxydés, et précipite abondamment ceux de sesqui-oxyde de fer en bleu-noirâtre ; elle est précipitée en bleu par les acides chlorhydrique, azotique, phosphorique et arsenique, et en gris par la gélatine. — L'acide azotique transforme à chaud l'acide tannique en acide oxalique.

Il est formé de 4,18 d'hydrogène (6 atomes), 51,18 de carbone (6 atomes), et 44,64 d'oxygène (4 atomes) = H^6 C^6 O^4. — Combiné au sesqui-oxyde de fer, l'acide tannique forme, ou au moins contribue à former l'encre ordinaire.

Acide tartrique.

Si j'avais placé les acides végétaux naturels dans l'ordre de leur utilité et de leur importance, celui dont je vais m'occuper maintenant occuperait le premier rang. Il existe dans la nature, combiné à la potasse ou à la chaux ; c'est Schéele qui, le premier, est parvenu à l'isoler de la crême de tartre.

On extrait l'acide tartrique au moyen du procédé suivant. — On commence par pulvériser de la crême de tartre (tartrate acide de potasse) et par en faire dissoudre 5 parties dans 75 parties d'eau bouillante ; cela fait, on projette peu à peu de la craie en poudre dans la solution chaude, en ayant soin d'agiter continuellement la masse. Le carbonate de chaux se décompose en acide carbonique qui se dégage, et en chaux qui se combine avec l'excès d'acide tartrique de la crême de tartre ; celle-ci se trouve par conséquent ramenée à l'état de tartrate de potasse neutre qui reste en solution dans la liqueur, tandis que le tartrate de chaux se précipite. Comme il est nécessaire de transformer tout le tartrate de potasse en tartrate de chaux, on ajoute à la masse du chlorure de calcium ou du sulfate de chaux, et on fait bouillir le tout. Il se produit alors une double décomposition qui donne naissance à du tartrate de chaux et à du chlorure de potassium ou du sulfate de potasse. Le nouveau tartrate calcaire se précipite comme le premier. — On recueille le précipité et on le lave à grande eau par décantation, afin d'enlever le chlorure de potassium ou le sulfate de potasse qu'il pourrait retenir ; puis on le traite par les $\frac{3}{5}$ de son poids d'acide sulfurique, que l'on étend de 3

à 4 parties d'eau ; cet acide s'empare de la chaux et met l'acide tartrique en liberté. — On décante la liqueur et on la concentre pour faire cristalliser l'acide tartrique. Mais comme il retient un peu d'acide sulfurique, on le purifie en le faisant dissoudre et en le traitant successivement par la litharge et l'acide sulfhydrique. — D'après M. Fabroni, en faisant agir l'alcool sur le tartrate acide de potasse, on peut en extraire tout l'acide tartrique.

Propriétés. L'acide tartrique peut cristalliser en prismes hexaèdres dont les faces sont parallèles deux à deux ; ces prismes sont terminés par des pyramides à trois faces. Il est très-acide et il rougit fortement la teinture de tournesol. Lorsqu'on l'expose pendant quelque temps à l'action de la chaleur, il fond, se boursoufle et se décompose en répandant une odeur de caramel et donnant naissance à de l'acide *pyro-tartrique*, dont la quantité est d'autant plus considérable que la température est moins éloignée de +200°. Si l'action de la chaleur ne dure qu'un instant, l'acide entre en fusion et laisse après son refroidissement une matière sèche, jaunâtre, transparente, qui peut être tirée en longs fils aussi fins que des cheveux. Sous cet état, l'acide est incristallisable. Lorsque l'acide tartrique est chauffé au contact de l'air, il s'enflamme et se transforme en eau et en acide carbonique. — Il se dissout dans deux parties d'eau bouillante, et dans une plus grande quantité d'eau froide. Cette solution, abandonnée à l'air, se décompose et se couvre de moisissure. L'alcool le dissout aussi, mais moins facilement ; lorsque ce liquide est très-concentré, il forme avec l'acide tartrique une liqueur visqueuse qui ne peut pas fournir de cristaux ; en ajoutant de l'eau à cette solution et la faisant bouillir pour chasser l'alcool, l'acide tartrique acquiert de nouveau la propriété de cristalliser (Tromsdorff). — L'acide azotique le transforme en acide oxalique.

Il est composé, d'après M. Berzélius, de 3,0045 d'hydrogène (5 atomes), 36,8060 de carbone (4 atomes), et 60,1895 d'oxygène (5 atomes) = $H^5 C^4 O^5$. L'acide cristallisé est formé de 88,15 d'acide réel, et de 11,85 d'eau.

L'acide tartrique est employé aux mêmes usages que les acides citrique et oxalique, dans la confection des limonades, des taches et dans la fabrication des toiles peintes.

Combinaisons de l'acide tartrique avec les bases.

GENRE TARTRATE.

Lorsqu'on expose les tartrates à l'action du feu, ils sont décomposés et fournissent les produits ordinaires de la décomposition des matières végétales ; les bi-tartrates répandent en brûlant une odeur de caramel. Ces sels laissent pour résidu un carbonate, un oxyde, ou le métal de leur base, suivant la nature du sel. — L'eau dissout les tartrates neutres de potasse, soude, ammoniaque, magnésie et bi-oxyde de cuivre ; la plupart des autres tartrates neutres sont insolubles ou peu solubles dans l'eau ; ils peuvent cependant se dissoudre en présence d'un excès d'acide tartrique, qui les transforme en bi-tartrates. Lorsqu'on met des acides en contact avec les tartrates neutres solubles, ces sels perdent une partie de leur base et passent à l'état de bi-tartrates moins solubles qu'à l'état neutre. Sous ce rapport, les propriétés des tartrates sont analogues à celles des oxalates. — La chaux est de toutes les bases celle qui a le plus de tendance à s'unir à l'acide tartrique, par l'intermède de l'eau ; viennent après, dans l'ordre de leur affinité pour cet acide, la strontiane, puis la potasse, la soude, l'ammoniaque et la magnésie. — Les tartrates neutres peuvent se combiner ensemble et former des sels doubles plus ou moins solubles dans l'eau ; il y a même des tartrates doubles, tels que le tartrate de potasse et de chaux, qui ne peuvent exister qu'en solution ; car aussitôt qu'on les concentre, le tartrate, naturellement insoluble, se dépose.

Tous les tartrates neutres solubles peuvent être préparés en unissant directement l'acide à la base, pure ou carbonatée ; ceux qui sont insolubles doivent être préparés soit directement, soit par voie de double décomposition. Ce dernier moyen ne peut être employé que lorsque, de la réaction des deux sels, il ne peut résulter un tartrate double soluble.

Composition. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, dans les tartrates neutres, la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'acide comme 1 : 12,14. D'après M. Berzélius, ce rapport est de 1 à 8,35.

Les tartrates que l'on emploie dans les arts ou en médecine sont le tartrate neu-

tre et le bi-tartrate de potasse, les tartrates doubles de potasse et de soude, de potasse et de fer, de potasse et d'antimoine.

Caractères distinctifs. Les tartrates se comportent avec les charbons ardents comme les acétates et les oxalates ; ils ne dégagent aucune odeur par l'acide sulfurique, ce qui les distingue des acétates, et ne précipitent point la solution de sulfate de chaux, ce qui sert à les faire reconnaître des oxalates.

Tartrate de potasse neutre, *sel végétal.* On prépare ce sel en faisant chauffer une solution de carbonate de potasse dans une bassine d'argent, et projetant peu à peu, dans cette liqueur, de la crême de tartre finement pulvérisée ; il y a dégagement d'acide carbonique, combinaison de la potasse avec l'excès d'acide tartrique de la crême de tartre, et transformation de ce bi-sel en sel neutre. Lorsque la saturation est parfaite, on filtre la solution pour en séparer la petite quantité de tartrate de chaux que la crême de tartre pouvait contenir ; on concentre et on abandonne le liquide dans un lieu tranquille pour faire cristalliser le sel.

Propriétés. Le tartrate de potasse neutre cristallise en prismes rectangulaires à quatre pans, terminés par des sommets dièdres ; sa saveur est amère ; il est soluble dans son poids d'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante. Lorsqu'on le chauffe, il éprouve la fusion aqueuse, se boursoufle et se décompose ; les acides forts s'emparent d'une partie de sa base, le ramènent à l'état de bi-tartrate, et le précipitent lorsqu'il est en solution. — On l'emploie en médecine comme purgatif, à la dose de 3 à 6 gros.

Bi-tartrate de potasse, *tartrate acide de potasse*, *crême de tartre.* Il existe naturellement dans le raisin et le tamarin. Il se dépose avec la lie et un peu de tartrate de chaux, sur les parois des tonneaux qui renferment le vin. C'est à cette incrustation que l'on donne, dans le commerce, le nom de *tartre* ; on ajoute à ce nom les épithètes de *blanc* ou de *rouge*, suivant la couleur du vin qui l'a fourni. — Pour purifier ce produit, on le fait bouillir dans 15 à 20 parties d'eau, et on abandonne à elle-même la liqueur, qui, par le refroidissement, fournit des cristaux de bi-tartrate presque incolores. Ces cristaux sont dissous dans l'eau bouillante ; cette solution est traitée par 4 à 5 centièmes d'argile, puis évaporée jusqu'à pellicule. L'argile s'empare de la matière colorante, et le liquide laisse déposer, en se refroidissant, des cristaux blancs qui, par leur exposition à l'air sur des toiles pendant quelques jours, acquièrent une grande blancheur.

Propriétés. Le bi-tartrate de potasse cristallise en prismes tétraèdres courts et un peu aplatis ; il est très-acide et inaltérable à l'air. Il se dissout dans 15 parties d'eau bouillante et dans 95 parties d'eau froide ; cette solution est décomposée par l'air et transformée en huile, en carbonate de potasse et en moisissure ; avant d'avoir éprouvé cette décomposition, elle rougit la teinture de tournesol et précipite l'eau de chaux, l'eau de baryte, ainsi que l'acétate de plomb. Il est insoluble dans l'alcool. Lorsqu'on l'expose à l'action du calorique, il se décompose et laisse du carbonate de potasse pour résidu. Si la température est élevée jusqu'au rouge-blanc, et que le bi-tartrate de potasse ait été mêlé avec la moitié de son poids d'un métal très-fusible, tel que l'étain, le plomb, l'antimoine ou le bismuth, on obtient des alliages qui contiennent du potassium ; dans cette opération, la potasse est réduite par le charbon de l'acide tartrique, et le potassium s'unit au métal ajouté (Sérullas).

La crême de tartre dont on se sert en médecine n'est pas formée de bi-tartrate de potasse pur ; elle contient, d'après Fourcroy et Vauquelin, une grande quantité de bi-tartrate de potasse, 7 à 8 centièmes de tartrate de chaux, une petite quantité de silice, d'alumine, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse. Comme cette substance est peu soluble dans l'eau froide, on la rend plus soluble pour les besoins de la médecine, en la combinant avec de l'acide borique. C'est cette préparation que l'on désigne sous le nom de *crême de tartre* soluble. — On l'obtient en faisant bouillir 4 parties de crême de tartre et 1 partie d'acide borique dans 24 parties d'eau : il y a dissolution complète du sel et de l'acide. On filtre, et on évapore la liqueur jusqu'à ce qu'elle soit réduite en une masse solide, qu'on dessèche ensuite à une douce chaleur, et qu'on réduit en poudre. — Ainsi préparée, la crême de tartre se dissout dans 2 parties d'eau froide. M. Soubeiran pense que dans la crême de tartre soluble, l'acide borique entre en combinaison avec l'excès d'acide tartrique du bi-tartrate, et forme une sorte de sel dans lequel l'acide borique fait fonction de base ; de cette manière, le bi-tartrate serait ramené à l'é-

tat de tartrate neutre qui est très-soluble.

Usages. La crême de tartre, donnée à petites doses, agit à la manière des tempérants. On l'administre ainsi pour combattre l'ictère, les embarras gastriques, certaines hydropisies, etc. A plus haute dose (une demi-once à deux onces) elle agit comme purgatif.

Dans les arts, on en fait usage pour préparer le *flux noir* et le *flux blanc*. Le premier est un mélange de charbon et de carbonate de potasse ; on l'obtient en faisant déflagrer dans un creuset rouge parties égales de bi-tartrate et d'azotate de potasse. Le second est du carbonate de potasse pur, que l'on prépare en faisant déflagrer une partie de bi-tartrate et deux parties d'azotate de potasse. On les emploie comme fondants pour l'analyse des minéraux.

Tartrate de potasse et de soude, *sel de Seignette*, *sel de la Rochelle*. Il s'obtient par un procédé analogue à celui de la préparation du tartrate de potasse, c'est-à-dire en saturant l'excès d'acide du bi-tartrate de potasse par le carbonate de soude. — On ne le trouve pas dans la nature. — Lorsqu'on fait cristalliser ce sel sur des fils plongés dans la liqueur, on peut l'obtenir en gros prismes, à huit ou dix pans inégaux ; mais, par la méthode ordinaire, les prismes se trouvent coupés dans la direction de leur axe.—Il a une saveur un peu amère. Exposé à l'action de l'air chaud et sec, il s'effleurit légèrement à sa surface. L'eau froide en dissout les deux cinquièmes de son poids; l'eau chaude en dissout une plus grande quantité. — On l'emploie quelquefois en médecine comme un léger purgatif.

Il est composé, d'après Vauquelin, de 54 parties de tartrate de potasse et de 46 de tartrate de soude.

Tartrate de potasse et de fer, *tartre chalibé*, *tartre martial soluble*. On obtient ce sel en faisant bouillir de l'eau sur un mélange de bi-tartrate de potasse et de limaille de fer, puis filtrant et concentrant la liqueur. Il cristallise en petites aiguilles verdâtres, d'une saveur styptique, solubles dans l'eau. La solution n'est troublée ni par la potasse, la soude et l'ammoniaque, ni par les carbonates de ces bases; elle l'est par l'acide sulfhydrique, qui s'empare de l'oxyde de fer et le transforme en sulfure insoluble : en même temps, l'acide tartrique, qui était uni à cet oxyde, se reporte sur le tartrate de potasse et le transforme en bi-tartrate.

La solution concentrée de tartrate de potasse et de fer, mêlée à une certaine quantité d'alcool, fournit la *teinture de mars tartarisée*. — Ce sel forme aussi la base des *boules de mars*, encore nommées *boules de Nancy* ; on les prépare en faisant bouillir de l'eau sur un mélange de limaille de fer, de tartre rouge et de plantes vulnéraires, et amenant le tout à la consistance d'une pâte ferme, qu'on abandonne à elle-même pendant plusieurs semaines. Au bout de ce temps, on pulvérise cette masse qui s'est durcie, on la mêle avec un poids égal de tartre rouge et avec une décoction de plantes vulnéraires, de manière à en faire une bouillie liquide, que l'on évapore jusqu'en consistance d'extrait, et dont on forme ensuite des boules du poids d'une once; on recouvre ces boules d'une légère couche d'huile, et on les fait sécher. — On donne le nom d'*eau de boule* à la solution aqueuse de la boule de Nancy; cette solution est employée à l'extérieur comme astringent et résolutif dans les contusions, les entorses, etc. ; on l'administre aussi à l'intérieur comme tonique.

Tartrate de potasse et de protoxyde d'antimoine, *émétique*, *tartre stibié*. Ce sel, qui forme un médicament très-héroïque, n'existe pas dans la nature : il a été découvert en 1651 ; et c'est Adrien Mynsicht qui, le premier, fit connaître sa formation.

On obtient ce sel à l'aide de divers procédés. — 1° Le Codex de Paris prescrit de faire un mélange de 185 parties de crême de tartre et de 125 parties de verre d'antimoine, tous deux réduits en poudre très-fine, et de mettre cette poudre dans 1500 parties d'eau, que l'on fait bouillir pendant une demi-heure, en la remuant sans cesse ; au bout de ce temps, on filtre la liqueur, on évapore à siccité, et l'on traite ensuite la masse par de l'eau chaude, qui dissout l'émétique, et le laisse cristalliser par le refroidissement. Pendant la préparation de l'émétique, il se dégage une petite quantité de gaz acide sulfhydrique, et il se forme quelques flocons bruns-marrons de kermès. La liqueur est jaunâtre ou jaune-verdâtre ; convenablement évaporée et refroidie, elle laisse déposer des cristaux d'émétique qui affectent la forme d'octaèdres, et sont recouverts de cristaux aiguillés de tartrate de chaux : cette liqueur se prend souvent en gelée. — Pour pouvoir expliquer ces phénomènes, il faut d'abord se rappeler que le verre d'antimoine est composé de sulfure d'antimoi-

ne, de protoxyde de ce métal, de silice et d'oxyde de fer. (*Voyez* page 204.) Il faut également se rappeler que la crême de tartre contient toujours un peu de tartrate de chaux. Ceci posé, voici la *théorie* de la préparation de l'émétique : l'eau se décompose ; son oxygène s'unit à l'antimoine du sulfure et forme du protoxyde d'antimoine, qui se combine à l'excès d'acide tartrique du bi-tartrate de potasse, et donne naissance à l'émétique ; l'hydrogène s'empare du soufre du sulfure, et produit de l'acide sulfhydrique, qui se dégage en partie ; la portion de cet acide qui ne se dégage pas réagit sur une petite quantité de protoxyde d'antimoine, et donne naissance aux flocons de kermès dont on remarque la formation. La liqueur est colorée en jaune par le tartrate de fer, qui provient de l'union de l'oxyde de fer, du verre d'antimoine, avec une quantité proportionnelle d'acide tartrique. Quant à la silice, c'est elle qui fait prendre la liqueur en gelée lorsqu'on la concentre et qu'on la refroidit ; c'est pour séparer la liqueur de cette silice qu'on l'évapore à siccité, et qu'on la traite ensuite par l'eau, qui ne dissout plus que l'émétique et le tartrate de fer. Ce dernier, qui est plus soluble, reste dans l'eau-mère, qui a fourni des cristaux de tartre stibié. Toutefois ces cristaux sont plus ou moins colorés par du tartrate de fer, et on est obligé de les purifier par plusieurs dissolutions et cristallisations successives.

2° On peut obtenir de l'émétique à l'état de pureté, dès la première cristallisation, au moyen du procédé recommandé par la Pharmacopée de Dublin, et modifié par Henry père ; il consiste à traiter la poudre d'algaroth (oxy-chlorure d'antimoine) par la crême de tartre. On fait bouillir 10 kylogr. d'eau dans une marmite de fonte. Lorsque ce liquide est en ébullition, on y ajoute un mélange intime de 100 grammes de poudre d'algaroth (*voyez* page 207) et de 145 grammes de crême de tartre pulvérisée, et on évapore rapidement la liqueur jusqu'à ce qu'elle marque 25 degrés à l'aréomètre de Baumé ; on filtre ensuite cette liqueur, et on l'abandonne dans un lieu tranquille, où elle laisse déposer, du jour au lendemain, des cristaux très-purs d'émétique. Dans cette opération, l'excès d'acide tartrique de la crême de tartre s'empare du protoxyde d'antimoine de la poudre d'algaroth ; le chlorure d'antimoine de l'oxy-chlorure est à son tour décomposé par une quantité proportionnelle de potasse de la crême de tartre ; il en résulte du chlorure de potassium, qui reste en solution dans l'eau-mère, et du protoxyde d'antimoine qui contribue à la formation de l'émétique.

Propriétés. L'émétique cristallise en tétraèdres réguliers, ou en octaèdres allongés et transparents ; il rougit la teinture de tournesol ; sa saveur est caustique et nauséabonde. Lorsqu'on l'expose au contact de l'air, il s'effleurit un peu ; 100 parties d'eau bouillante en dissolvent 53 parties, tandis que la même quantité d'eau n'en dissout que 7 parties. Chauffé dans un creuset, il décrépite un peu, noircit, se décompose en produisant de la fumée, répandant l'odeur des tartrates, et laissant pour résidu du charbon, du carbonate de potasse et de l'antimoine métallique ; si la calcination se fait à une température très-élevée, on obtient du charbon et un alliage de potassium et d'antimoine.

La solution aqueuse d'émétique est incolore ; elle forme, avec la potasse et la soude, un précipité blanc de protoxyde d'antimoine hydraté, soluble dans un excès d'alcali. L'eau de chaux et l'eau de baryte y forment un abondant précipité blanc de tartrate de ces bases et de protoxyde d'antimoine. L'acide sulfurique et les sulfates acides y produisent un précipité blanc de sulfate d'antimoine soluble dans un excès d'acide ; les sous-sulfates et les sulfates neutres de la première section ne produisent rien de semblable. L'acide sulfhydrique et les sulfhydrates solubles forment dans cette solution un précipité jaune de kermès. L'infusion de noix de galle y fait naître un abondant précipité caillebotté, blanc-grisâtre, qui contient de l'oxyde d'antimoine. Enfin, cette solution est décomposée par les sucs des plantes, les décoctions des écorces, des racines amères et astringentes, qui y produisent un précipité jaune-rougeâtre : de là l'indication de ne jamais associer ce sel à ces dissolutions, lorsqu'on veut l'administrer.

Action sur l'économie et usages. « L'action locale du tartrate de potasse et d'antimoine est excessivement irritante ; aussi, appliqué sur la peau, détermine-t-il ordinairement une éruption pustuleuse d'un aspect particulier et une inflammation plus ou moins intense. Pris à l'intérieur, en grande quantité à la fois, il agit comme un poison violent, et peut donner lieu à une inflammation très-vive de tout le canal intestinal (Magendie,

Orfila). Administré à petites doses, les premiers effets qui en résultent sont des vomissements fréquents et des évacuations alvines ; mais ces vomissements ne doivent pas être attribués à l'action locale de cette substance ; car ils ont lieu toutes les fois que l'émétique est introduit d'une manière quelconque dans le torrent de la circulation, soit qu'on l'ingère dans l'estomac, soit qu'on l'injecte dans les veines, soit qu'on l'applique sur une surface absorbante quelconque. Ils paraissent donc dépendre d'une action spéciale de ce médicament sur le canal digestif. Mais ces phénomènes, qui suivent toujours l'administration d'une première dose de tartre émétique, cessent bientôt, si l'on continue à le donner à de courts intervalles, d'heure en heure, par exemple, même à des doses très-élevées. Souvent alors l'appétit paraît augmenter, et le malade est tourmenté de la faim. On peut ainsi administrer jusqu'à 36 et 48 grains de ce sel, dans les vingt-quatre heures, sans produire aucun symptôme d'empoisonnement. On observe alors des effets très-remarquables, et dont il est impossible de se rendre compte d'une manière satisfaisante : le pouls se ralentit considérablement, sans cependant perdre de sa force ; la transpiration cutanée est, en général, beaucoup augmentée, et les sueurs peuvent même devenir continuelles. Mais, au bout de quelques jours de l'administration continue du tartre émétique, le malade éprouve souvent du dégoût, un malaise général, une grande répugnance pour ce médicament, et quelquefois même les vomissements reparaissent. Laennec pense que cette substance jouit encore de la propriété d'activer l'absorption. Cette opinion paraît avoir été partagée par Jenner et par le docteur Baron ; car, depuis long-temps, ils conseillaient l'usage de l'émétique à doses fractionnées, de manière à produire des nausées continuelles, dans le traitement de la phthisie pulmonaire tuberculeuse, dans les cas de dégénération tuberculeuse de la plèvre, du péritoine, du foie, et dans les engorgements glanduleux chroniques. — D'après ce qui vient d'être dit, on voit que l'émétique peut remplir deux indications différentes, qu'on l'administre de telle ou telle manière. On l'a pendant long-temps donné dans la seule vue de provoquer le vomissement, et c'est encore aujourd'hui l'un des vomitifs dont on se sert le plus fréquemment, et dont l'emploi est le plus sûr et le plus commode (dose de 1 à 4 grains dans deux verres d'eau tiède, par demi-verre toutes les demi-heures). Depuis quelques années, Rasori et plusieurs autres médecins ont appelé l'attention sur les avantages qu'on peut retirer de l'emploi de ce sel à hautes doses et donné d'une manière continue, dans le traitement des maladies inflammatoires aiguës Ils le considèrent comme un des contre-stimulants les plus énergiques, et ils l'emploient comme tel avec avantage, pourvu que les premières doses ne provoquent ni vomissements ni superpurgations, et qu'il y ait ce qu'ils nomment *tolérance*. Plusieurs praticiens français, entre autres Laennec, ont constaté l'efficacité de ce moyen dans le traitement de la péripneumonie, de la jaunisse, de l'hépatite et en général des inflammations parenchymateuses. Sa dose, comme contre-stimulant, est de 4 grains à un scrupule, et progressivement jusqu'à 2 scrupules dans les vingt-quatre heures. » (Milne-Edwards et Vavasseur.) A Montpellier, MM. Delpech et Lallemand ont étendu avec beaucoup de succès, au traitement des maladies traumatiques, l'emploi à l'intérieur du tartre stibié à hautes doses. M. Lallemand prescrit 8 grains de ce médicament, associé au sirop diacode, pour vingt-quatre heures ; M. Delpech donnait l'émétique dans l'eau simple. M. Franc, qui a observé les effets de cet agent thérapeutique, est arrivé aux résultats suivants : 1° Le tartre stibié à hautes doses, employé contre les lésions traumatiques, empêche le développement des accidents qui accompagnent ces lésions ; 2° il combat avec succès les accidents du traumatisme, quand il est administré après leur développement ; 3° le tartre stibié, administré de la sorte, agit en abaissant la température de la peau, en diminuant le nombre des pulsations, en modérant l'hématose, et, par suite, en ralentissant toutes les fonctions organiques. (Voy. la *Biblioth. de thérapeut.* de M. Bayle.)

A l'extérieur, l'émétique est employé comme dérivatif, à la manière des rubéfiants et des épispastiques.

Acide ulmique.

Il existe dans les racines creuses des vieux arbres, dans la suie, la tourbe, le noir de fumée, le fumier, la sève des végétaux, la terre végétale, etc. Il forme la matière colorante du fil écru : on le trouve dans les produits de la distillation du bois, dans ceux de la décomposition de

l'amidon, du sucre de canne et de l'alcool, par les acides sulfurique ou chlorhydrique, et du ligneux par la potasse et la chaux, etc. — Cet acide est noir. très-fragile, à cassure vitreuse, inodore, peu sapide, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'acide sulfurique concentré, soluble aussi dans la potasse, la soude et l'ammoniaque qu'il sature.

Acide valérianique.

Cet acide, découvert par Pentz, existe dans les racines de la valériane officinale. On le retire de l'huile essentielle de valériane, en traitant cette huile par le carbonate de magnésie, et chauffant le tout dans un appareil distillatoire ; il passe dans le récipient une huile non acide, et il reste dans la cornue du valérianate de magnésie, que l'on traite ensuite par l'acide sulfurique, qui en sépare l'acide valérianique. Il est liquide, oléagineux, incolore, d'une odeur analogue à celle de la valériane, d'une saveur forte et très-acide, soluble dans trente parties d'eau froide, beaucoup plus soluble dans l'alcool : il rougit le tournesol, et forme avec les bases des sels presque tous gras au toucher.

§ IV. *Acides qui sont toujours le produit de l'art.*

On en compte trente, qui sont, par lettre alphabétique, les acides ambréique, camphorique, carbazotique, chloroxalique, cinnamique, ellagique, éthionique, indigotique, iséthionique, maléique, méchloïque, méta-gallique, méta-méconique, mucique, nitro-méconique, oxalhydrique, para-maléique, para-mucique, phospho-vinique, pyro-citrique, pyrogallique, pyro-kinique, pyro-méconique, pyro-mucique, pyro-tartrique, pyrurique, subérique, sulfo-vinique, sulfobenzique et sulfo-naphtalique. Ces acides étant généralement sans usages, je ne donnerai sur eux que peu de détails.

Acide ambréique.

Il a été obtenu par MM. Pelletier et Caventou, en traitant l'ambréine par l'acide azotique bouillant.—Il est solide, jaune en masse, blanchâtre lorsqu'il est divisé, fusible au-dessus de + 100°, peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, ainsi que dans l'alcool et l'éther. Il rougit la teinture de tournesol et forme des sels en s'unissant aux oxydes métalliques.

Acide camphorique.

Il a été découvert, en 1785, par Kosegarten. On l'obtient en traitant à chaud une partie de camphre par douze parties d'acide azotique, à 25 degrés de l'aréomètre de Baumé. On introduit le camphre et l'acide dans une cornue de verre munie d'un récipient, on place cette cornue sur un fourneau, et on porte l'acide à l'ébullition. Lorsque la distillation est à moitié faite, on cohobe, c'est-à-dire on remet le liquide distillé dans la cornue ; on continue l'opération et l'on cohobe une seconde fois lorsque la liqueur est de nouveau à moitié distillée ; puis on remet l'opération en activité, et on la continue jusqu'à ce qu'il ne reste plus dans la cornue que le quart de l'acide que l'on a employé. Alors on laisse refroidir le liquide, et l'acide camphorique ne tarde pas à cristalliser. Comme il est peu soluble, on le sépare de l'acide azotique, qu'il peut retenir, en le lavant à différentes reprises.— On reconnaît qu'il est exempt de camphre lorsqu'il ne communique plus l'odeur de cette substance à la vapeur de l'eau que l'on fait bouillir avec cet acide. — Dans la préparation de l'acide camphorique, l'acide azotique enlève, par son oxygène, une partie du carbone et de l'hydrogène du camphre, et rend par conséquent l'oxygène de cette substance prépondérant. Il se dégage en même temps des vapeurs rutilantes d'acide hypo-azotique.

Propriétés. L'acide camphorique est solide, blanc, cristallisé en parallélipipèdes opaques, d'une odeur safranée. Il rougit la teinture de tournesol ; il est soluble dans cent parties d'eau froide, onze parties d'eau bouillante, et dans un peu moins de son poids d'alcool froid ; l'alcool bouillant le dissout en toutes proportions. Les acides minéraux, les huiles volatiles et fixes peuvent aussi en opérer la dissolution. — Projeté sur des charbons ardents, il s'exhale entièrement en une fumée blanche, épaisse et aromatique ; chauffé dans une cornue, il entre en fusion, se décompose et fournit une huile brune très-épaisse, un peu de charbon, de l'eau contenant un peu d'acide acétique, et une matière blanche, opaque, non acide, qui se condense dans le col de la cornue. Il forme, avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des sels un

peu solubles dans l'eau froide, et plus solubles dans l'eau bouillante ; les autres camphorates sont peu solubles.

Acide carbazotique.

Cet acide, encore nommé *amer d'indigo* et *amer de Welter*, a été obtenu, en 1827, par M. Liébig, en traitant l'indigo par l'acide azotique concentré. — On chauffe à une douce chaleur l'indigo des Indes-Orientales, avec huit ou dix fois son poids d'acide azotique concentré; l'indigo se dissout avec un grand boursouflement ; en même temps il se dégage des vapeurs rougeâtres d'acide hypo-azotique. Lorsque la réaction est terminée, on porte la liqueur à l'ébullition, et on y ajoute peu à peu de l'acide azotique concentré, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus dégagement de vapeurs rouges. Cela fait, on laisse refroidir la liqueur à l'air, et on obtient des cristaux jaunes d'acide carbazotique impur ; on les purifie par plusieurs dissolutions et cristallisations successives, et on neutralise ensuite cet acide par la potasse. Le carbazotate de potasse est à son tour purifié par dissolution et cristallisation, et décomposé par l'acide azotique. L'acide carbazotique, mis en liberté, se dépose par le refroidissement en feuillets d'un jaune clair, qui ont généralement la forme de triangles équilatéraux. L'acide ainsi obtenu est nommé *amer d'indigo*. En traitant la soie par dix à douze fois son poids d'acide azotique, on obtient un produit absolument identique, et désigné plus particulièrement sous le nom d'*amer de Welter*.

Propriétés. L'acide carbazotique est solide, très-amer, fusible et volatil à une chaleur peu élevée, peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, l'alcool et l'éther. Chauffé fortement et subitement, il se décompose avec explosion en produisant une flamme jaune. Il agit sur les oxydes métalliques comme un acide puissant, et forme avec eux des sels qui ont généralement la propriété de détonner. — Il est formé de 1,3 d'hydrogène (6 atomes), 31,3 de carbone (25 atomes), 17,7 d'azote (6 atomes), et 49,7 d'oxygène (15 atomes) = $H^6 C^{25} Az^6 O^{15}$.

Acide chloroxalique.

On obtient cet acide en faisant réagir, au contact des rayons solaires, un litre de chlore sec sur neuf décigrammes d'acide acétique cristallisable à + 15° (Dumas). — Il est cristallisé en rhombes, blanc, inodore, d'une saveur brûlante, déliquescent, fusible à + 45°, volatil à + 200° dans le vide, et à + 300° à la pression ordinaire, très-soluble dans l'eau et plus soluble dans l'éther, qui enlève cet acide à sa solution aqueuse. Il rougit fortement la teinture de tournesol, et forme avec les bases des sels très-solubles.

Acide cinnamique.

Cet acide se forme toutes les fois que l'huile de cannelle humide est en contact avec l'oxygène gazeux ; il y a alors absorption de ce gaz. L'acide cinnamique (de *laurus cinnamomum*) n'est donc que de l'huile de cannelle oxygénée. Lorsqu'il est cristallisé et hydraté, sa formule est $C^{36} H^{16} O^4$, tandis que la formule de l'huile de cannelle est $C^{36} H^{16} O^2$ (Dumas et Péligot, *Journal de pharmacie*, septembre 1834).

Acide ellagique.

Cet acide a été signalé en 1815, par M. Chevreul, étudié en 1818 par M. Braconnot, et plus tard par M. Pelouze. — On l'obtient en exposant à une douce chaleur la noix de galle pulvérisée et délayée dans un peu d'eau, puis exprimant la masse et passant la liqueur à travers un linge. Cette liqueur laisse déposer une poudre blanche semblable à de l'amidon, et formée principalement d'acide ellagique. On combine cet acide avec la potasse, et on traite la solution d'ellagate de potasse par l'acide acétique, qui met l'acide ellagique en liberté ; on recueille celui-ci et on le lave. — Il est solide, insipide, blanc-fauve, pulvérulent ; il rougit à peine la teinture de tournesol ; il est presque insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Exposé à l'action du calorique dans une cornue, il se décompose, laisse un résidu de charbon, et produit une vapeur jaune qui se condense en cristaux aciculaires, transparents et jaunes-verdâtres. Sa formule est $H^4 C^7 O^4$; il ne diffère par conséquent de l'acide gallique que par un atome d'eau.

Acide éthionique.

En combinant l'éther ou l'alcool avec l'acide sulfurique anhydre, on obtient

trois acides, savoir : les acides *éthionique*, *iséthionique* et *sulfo-vinique*. Dans les deux premiers, il n'y a plus d'acide sulfurique, mais bien de l'acide hyposulfurique, d'après M. Liébig, qui a proposé de leur donner le nom d'*éthers hypo-sulfuriques*.

L'acide éthionique n'a pas encore été isolé; on ne l'a obtenu qu'en combinaison avec certaines bases.

Acide indigotique.

Cet acide a été découvert par le docteur Buff; on l'obtient en traitant l'indigo par de l'acide azotique *très-étendu d'eau;* si l'on employait de l'acide azotique concentré, on obtiendrait de l'acide carbazotique. — L'acide indigotique est solide, d'un blanc éclatant, d'une saveur légèrement amère, peu soluble dans l'eau froide, très-soluble dans l'eau bouillante et dans l'alcool, fusible et volatil sans décomposition ; l'acide azotique concentré le transforme en acide carbazotique; sa formule est $H^{15}\ C^{45}\ Az^{3}\ O^{15}$.

Acide iséthionique.

C'est un des produits de l'action de l'acide sulfurique sur l'alcool ou l'éther : il a été isolé par M. Liébig. On le prépare en saturant de l'éther à 0° par de l'acide sulfurique anhydre, ajoutant à la liqueur de l'eau et de l'éther, portant le mélange à l'ébullition, soutenant celle-ci pendant trois heures, puis saturant par le carbonate de baryte et décomposant l'iséthionate de baryte par l'acide sulfurique faible. — Il est liquide, sirupeux et très-acide.

Acide maléique.

On obtient cet acide, ainsi que l'acide para-maléique, en décomposant l'acide malique par la chaleur. — Il est solide, cristallisé en prismes hydratés incolores, d'une saveur acide et nauséabonde ; il est fusible à + 130° ; il entre en ébullition à + 160°, laisse un petit résidu d'acide para-maléique, et fournit de l'eau et de l'acide maléique anhydre. Si on le maintient pendant quelque temps à une température un peu inférieure à + 160°, il se transforme peu à peu en cristaux d'acide para-maléique, et ne peut plus alors entrer en fusion qu'au-dessus de + 200°. Projeté sur des charbons ardents, il se décompose en fournissant une fumée blanche, acide, qui provoque la toux. Il est soluble dans deux parties d'eau à + 10°, plus soluble dans l'alcool à 40 degrés ; il rougit fortement la teinture de tournesol. — La formule de l'acide maléique hydraté est, d'après M. Pelouze, $H^{2}\ C^{4}\ O^{3} + H^{2}\ O$.

Acide méchloïque.

Il se produit quand on fait agir le chlore sur la méconine (Couerbe). Il est solide, blanc, cristallisé en prismes très-courts, à quatre pans et à base carrée, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther bouillant.

Acide méta-gallique.

On l'obtient en décomposant les acides tannique et gallique à la température de + 250° (Pelouze); il reste dans la cornue sous forme d'une masse noire brillante, insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans la potasse, la soude et l'ammoniaque. (*Ann. de ch.*, décembre 1833.)

Acide méta-méconique.

(*Para-méconique* de M. Robiquet et *méconique* de M. Sertuerner.)

Cet acide se forme lorsqu'on soumet l'acide méconique pur à l'action prolongée de l'eau bouillante. — Il est solide, incolore, soluble dans l'eau, plus soluble dans l'alcool, fusible entre + 120° et + 125°, susceptible d'être sublimé sans laisser de résidu. Il rougit fortement les dissolutions de sesqui-oxyde de fer. — M. Robiquet croyait que les acides méconique et méta-méconique étaient isomères ; mais les recherches de M. Liébig ont prouvé que la composition de ces acides était différente, et que le dernier contenait en moins un atome d'acide carbonique. — Sa formule est $H^{8}\ C^{12}\ O^{10}$.

Acide mucique ou saccho-lactique.

Cet acide a été découvert par Schéele. On le prépare en chauffant avec modération, dans une cornue, un mélange de deux parties d'acide azotique et d'une partie de gomme arabique ou de manne grasse, ou bien un mélange de six parties d'acides azotique et d'une partie de sucre de lait. Il se dégage beaucoup de vapeurs rougeâtres d'acide hypo-azotique, et il reste dans la cornue une matière blanche, pulvérulente, qui n'est autre chose que de l'acide mucique; on le lave,

et on le dessèche à une douce chaleur. D'après M. Laugier, l'acide préparé avec la gomme contient de l'oxalate et du mucate de chaux, dont on peut le débarrasser en le traitant par l'acide azotique faible, qui dissout ces sels, puis en dissolvant l'acide mucique dans l'eau bouillante, qui le laisse déposer par le refroidissement. — Il est blanc, pulvérulent, inaltérable à l'air, peu soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool; exposé à l'action du calorique, il se décompose en fournissant les produits ordinaires de la décomposition des matières végétales, et en donnant naissance à un autre acide que l'on désigne sous le nom de pyro-mucique; soumis pendant quelque temps à l'action de l'eau bouillante, il est transformé en acide para-mucique.— Sa formule est $H^{10} C^{12} O^{8}$ (Berzélius).

Acide nitro-méconique.

Cet acide a été découvert par M. Couerbe; il se produit lorsqu'on fait agir l'acide azotique sur la méconine. — Il est solide, cristallisé en prismes longs et déliés, à 4 pans et à base carrée; il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, fusible à + 150°, volatil à + 190°; lorsqu'on le projette sur des charbons ardents, il brûle en répandant une odeur d'aubépine. — Sa formule est $H^{21} C^{13} Az^{3} O^{10}$.

Acide oxalhydrique.

Cet acide, qui a long-temps été confondu avec l'acide malique, se prépare en chauffant un mélange d'une partie de gomme, de 2 parties d'acide azotique d'une densité de 1, 339, et d'une partie d'eau. Le sucre, l'amidon, la lichenine, etc., traités de la même manière, sont aussi transformés en acide oxalhydrique (Guérin). Cet acide a la consistance d'un sirop épais; il est incolore, inodore, très-acide, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, peu soluble dans l'éther. L'acide azotique le transforme en acide oxalique. Traité par deux parties de bi-oxyde de manganèse, deux parties et demie d'acide sulfurique et deux parties d'eau, il est transformé en acide formique. — L'acide oxalhydrique hydraté est formé de 2 at. d'acide réel et d'un at. d'eau, l'acide réel a pour formule $H^{6} C^{4} O^{6}$, ce qui revient à 2 at. d'acide oxalique anhydre et 6 at. d'hydrogène.

Acide para-maléique.

C'est, avec l'acide maléique, un des produits de la décomposition de l'acide malique par le feu. — Il est solide, cristallisé en prismes larges striés, rhomboïdaux ou hexaèdres, très-peu soluble dans l'eau. Sa composition est identique à celle de l'acide maléique hydraté.

L'acide que Winckler a découvert dans le *fumaria officinalis*, et qu'il a désigné sous le nom d'*acide fumarique*, ne paraît être que de l'acide para-maléique naturel.

Acide para-mucique.

M. Malagutti a obtenu cet acide en soumettant l'acide mucique à l'action de l'eau bouillante, et évaporant la dissolution. Il est isomérique avec l'acide mucique; il est soluble dans l'alcool, plus soluble dans l'eau que l'acide mucique; lorsque la solution aqueuse l'a laissé cristalliser, il perd la faculté de se dissoudre dans l'alcool.

Acide phospho-vinique.

La découverte de cet acide est due à M. Lassaigne, mais c'est M. Pelouze qui a mis cette découverte hors de doute. Cet acide se forme lorsqu'on fait réagir l'acide phosphorique concentré sur l'alcool. — Pour l'obtenir, on chauffe pendant quelques minutes, à + 70° environ, un mélange de 100 grammes d'alcool à 95 degrés centésimaux et de 100 gram. d'acide phosphorique concentré en sirop très-épais, puis abandonnant le liquide pendant 24 heures; au bout de ce temps, on y ajoute 7 à 8 fois son volume d'eau, et on sature l'acide phospho-vinique par le carbonate de baryte. On fait bouillir la liqueur pour chasser l'excès d'alcool, on la filtre à la température de + 70°, et on la laisse refroidir : le phospho-vinate de baryte cristallise. Ce sel est ensuite dissous dans l'eau, et traité par l'acide sulfurique qui précipite la baryte, et met l'acide phospho-vinique en liberté; on filtre et on évapore d'abord à feu nu, puis dans le vide à côté d'une capsule contenant de l'acide sulfurique concentré. — L'acide phospho-vinique est liquide, oléagineux, incolore, inodore, très-acide, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; il rougit fortement la teinture de tournesol, résiste à l'ébullition lorsqu'il est étendu d'eau, tandis que, lors-

qu'il est à son maximum de concentration, il se décompose et fournit de l'éther, de l'alcool, de l'hydrogène carboné, des traces d'huile douce de vin, et un résidu d'acide phosphorique mêlé de charbon. — Sa composition est peu connue.

Acide pyro-citrique.

Cet acide, découvert par M. Lassaigne, est un des produits de la décomposition de l'acide citrique par le feu (*voyez* page 286). On le prépare en distillant l'acide citrique, recueillant la matière liquide non huileuse qui se condense dans le récipient, saturant ce liquide par le carbonate de chaux, transformant le pyro-citrate de chaux en pyro-citrate de plomb, par l'acétate de cette base, et décomposant le pyro-citrate de plomb par un courant de gaz acide sulfhydrique. — Il est solide, blanc, inodore, amer, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; il cristallise difficilement. Lorsqu'il est anhydre, sa formule est $H^4 C^{10} O^3$; il contient de plus un at. d'eau $H^2 O$, lorsqu'il est hydraté.

En ajoutant à la formule de l'acide anhydre 6 at. d'eau $= 6\ H^2 O$, et 6 at. d'acide carbonique $= 6\ C\ O$, on obtient $H^{16} C^{16} O^{16}$, ce qui représente la formule de 4 at. d'acide citrique $= 4\ H^4 C^4 O^4$ (*voy.* p. 286). Par conséquent l'acide pyro-citrique est de l'acide citrique, moins de l'eau et de l'acide carbonique. — Or, en examinant la composition de tous les *acides pyrogénés*, on trouve que ces acides, ajoutés à une certaine quantité d'eau et d'acide carbonique, ou seulement à l'un de ces deux derniers corps, représentent toujours la composition des acides qui leur ont donné naissance (Pelouze).

Acide pyro-gallique.

Cet acide, qui a été découvert par M. Braconnot, est le résultat de la décomposition de l'acide gallique par le feu à la température de $+ 215°$. Si on élevait davantage la température, il ne se formerait que de l'acide méta-gallique. Comme il est difficile de régler la chaleur en chauffant à feu nu, on plonge la cornue dans un bain d'huile, dont la température peut être reconnue à l'aide d'un thermomètre (Pelouze). — Il est solide, amer, cristallisé en lames ou en aiguilles très-allongées et très-blanches, fusible à $+ 115°$, volatil à $+ 210°$, décomposable à $+ 250°$ en eau et en acide méta-gallique, très-soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; il rougit à peine le tournesol. — Sa formule est $H^6 C^6 O^3$. — Un atome d'acide pyro-gallique plus un atome d'acide carbonique représentent un at. d'acide gallique.

Acide pyro-kinique.

Cet acide, découvert par MM. Pelletier et Caventou, est le résultat de la décomposition de l'acide kinique par le feu. On l'obtient en recueillant les cristaux qui se condensent à la voûte de la cornue lorsqu'on distille l'acide kinique, dissolvant ces cristaux dans l'eau, filtrant la liqueur à travers du coton mouillé pour retenir l'huile, et faisant cristalliser l'acide par évaporation de la solution. — Il est solide, blanc, sans odeur, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; il précipite le sesqui-sulfate de fer en vert.

Acide pyro-méconique.

Cet acide se forme lorsqu'on décompose l'acide méconique par le feu; il se sublime à la voûte de la cornue, sous forme de longues aiguilles blanches, disposées comme les barbes d'une plume; il entre difficilement en fusion, et il rougit les sels de sesqui-oxyde de fer.

Acide pyro-mucique.

Cet acide, découvert en 1818 par M. Houton-Labillardière, est le résultat de la décomposition de l'acide mucique par le feu; si cette décomposition a été opérée dans une cornue munie d'un récipient, l'acide pyro-mucique se trouve presqu'entièrement dissous dans un liquide brun qui passe à la distillation et qui est formé d'eau, d'acide acétique et d'huile empyreumatique. On étend ce liquide de 3 à 4 fois son volume d'eau, afin de précipiter une certaine quantité d'huile; ensuite on filtre, et on concentre convenablement la dissolution: une grande partie de l'acide acétique se vaporise, et l'acide pyro-mucique cristallise. On distille ces cristaux et on les purifie par dissolution et cristallisation. — Cet acide est blanc, inodore, d'une saveur très-acide; il rougit fortement la teinture de tournesol. Soumis à l'action de la chaleur dans une cornue, il entre en fusion

à + 130°, se volatilise ensuite, et se condense en un liquide qui se prend par le refroidissement en une masse cristalline, couverte d'aiguilles très-fines; projeté sur des charbons ardents, il forme une fumée blanche et très-piquante.

Acide pyro-tartrique.

La découverte de cet acide est due à Rose; il est le produit de la décomposition de l'acide tartrique par le feu. Lorsqu'on distille ce dernier acide, il passe dans le récipient un liquide brun-rougeâtre qui, entre autres substances, contient de l'acide pyro-tartrique en solution; on introduit ce liquide dans une cornue de verre, on le distille jusqu'à ce que le résidu ait acquis une consistance sirupeuse, puis on change de récipient et on continue la distillation jusqu'à siccité. Le liquide qui passe en dernier lieu dans le récipient doit être exposé à un grand abaissement de température, ou à une évaporation spontanée dans le vide: il s'en sépare alors des cristaux jaunâtres, que l'on purifie en les pressant entre plusieurs feuilles de papier Joseph, et en les dissolvant ensuite dans l'eau pour les décolorer par un peu de noir animal: en filtrant et concentrant la liqueur, l'acide pyro-tartrique cristallise à l'état de pureté. — Cet acide est solide, blanc, sans odeur, très-acide, fusible à + 100°, volatil à + 188°. — Sa formule est $H^8 C^6 O^4$.

Acide pyrurique.

Lorsqu'on soumet l'acide tartrique à la distillation à feu nu, outre l'acide pyro-tartrique, il se forme un composé acide que M. Pelouze avait d'abord considéré comme de l'acide acétique très-concentré et presque cristallisable; M. Berzélius a démontré que c'était un acide nouveau, qu'il a désigné sous le nom d'acide pyrurique. (*Journal de pharmacie*, mai 1835.)

Acide subérique.

Il a été découvert en 1787 par Brugnatelli; on l'obtient en traitant le liége par l'acide azotique. On introduit dans une cornue de verre, munie d'un récipient, six parties d'acide azotique à 30 degrés, et une partie de rapure de liége; on porte la liqueur à l'ébullition, en cohobant plusieurs fois, de manière à bien attaquer le liége; on verse ensuite la liqueur dans une capsule de porcelaine, et on l'évapore à une douce chaleur, en la remuant continuellement. Lorsqu'elle est réduite en consistance d'extrait, on la délaye dans 5 à 6 fois son poids d'eau, et on la fait chauffer pendant quelque temps. En laissant refroidir ce liquide, il s'en sépare une matière grasse qui vient à la surface, et une partie ligneuse qui se dépose au fond; l'acide subérique se trouve en solution dans la partie liquide; on sépare ce liquide des substances solides qu'il contenait, et on l'évapore, afin de faire cristalliser l'acide subérique; on purifie celui-ci par plusieurs dissolutions et cristallisations. — Il est blanc, pulvérulent, peu acide, soluble dans 80 parties d'eau à + 13° et dans 38 parties à + 60°, beaucoup plus soluble dans l'alcool. Exposé à l'action d'une douce chaleur dans une cornue de verre, il entre en fusion comme une graisse, et peut être obtenu cristallisé par le refroidissement, surtout lorsqu'on l'agite de manière à le faire adhérer aux parois du vase. Si on le chauffe plus fortement, il produit des vapeurs qui viennent se condenser au dôme de la cornue, sous forme d'aiguilles très-longues; il ne reste au fond de la cornue qu'une légère couche charbonneuse. Lorsqu'on le projette sur des charbons ardents, il se volatilise entièrement, en répandant une odeur de suif.

Acide sulfo-vinique.

Cet acide est, avec les acides éthionique et iséthionique, le résultat de l'action de l'acide sulfurique concentré sur l'alcool. Pour obtenir l'acide sulfo-vinique, on mêle une partie d'alcool anhydre refroidi avec une ou deux parties d'acide sulfurique d'une densité de 1,85; on fait en sorte d'éviter l'échauffement de la liqueur. Lorsque le mélange est opéré, on étend la liqueur avec de l'eau, et on la traite par le carbonate de baryte, qui sature les acides sulfurique et sulfo-vinique; on filtre pour séparer le sulfate de baryte, et on obtient un liquide qui contient le sulfo-vinate de baryte en solution; on l'évapore pour chasser l'alcool, et on le traite par l'acide sulfurique faible, qui précipite la baryte et met l'acide sulfo-vinique en liberté; celui-ci reste en solution; on filtre de nouveau, et on évapore dans le vide à côté d'une capsule contenant de l'acide sulfurique. — L'acide sulfo-vinique est liquide, oléagineux,

d'une saveur acide et mordicante, d'une densité de 1,319 ; lorsqu'on le chauffe, il se décompose avant d'entrer en ébullition, laisse dégager de l'acide sulfureux, de l'huile douce de vin, une liqueur éthérée, et laisse un résidu charbonneux. — La composition de cet acide n'est pas bien connue. Il a été considéré successivement comme formé, soit d'acide sulfurique anhydre et d'éther (Sérullas) ; — soit d'acide hypo-sulfurique et d'huile douce de vin (Dumas et Boullay) ; — ou bien d'acide sulfurique anhydre et d'alcool absolu (Wohler, Liébig, Magnus) ; — ou bien enfin d'acide sulfurique hydraté et d'hydrogène bi-carboné (Hennel).

Acide sulfo-benzique, ou benzo-sulfurique.

Cet acide a été décrit, en 1834, par M. Mitcherlich ; on l'obtient, en combinant la benzine à l'acide sulfurique anhydre. Il s'unit aux bases, et forme des sels cristallisables. Sa composition peut être représentée par 10 at. d'hydrogène, 6 at. de carbone, 5 at. d'oxygène, et 2 at. d'acide sulfurique.

Acide sulfo-naphtalique.

Il a été découvert par M. Faraday. On le forme en faisant réagir 5 parties d'acide sulfurique sur 7 de naphtaline. Il est solide, dur, cassant, inodore, acide et amer, très-déliquescent, soluble dans l'eau, l'alcool, l'huile d'olives et l'huile essentielle de térébenthine. Il entre en fusion à + 100°. Au-delà de cette température, il perd son eau et un peu d'acide sulfurique, se colore en rouge, puis en brun et enfin en noir, en laissant dégager de l'acide sulfureux.

§ V. *Acides gras.*

En ayant égard à la composition de ces composés, il serait plus convenable de les placer dans la classe des principes immédiats qui contiennent un excès d'hydrogène ; mais, pour ne pas les séparer de la classe des acides, je vais les décrire immédiatement. — Les acides gras, qui appartiennent au règne végétal, ou bien à la fois aux règnes végétal et animal, sont, en les classant par ordre alphabétique, les acides élaïdique, élaïodique, margarique, margaritique, oléique, palmique, phocénique et ricinique.

Acide élaïdique.

Il se produit lorsqu'on décompose l'*élaïdine* par le feu, ou lorsqu'on traite cette substance par les alcalis. (L'élaïdine est elle-même le résultat de l'action de l'acide hypo-azotique sur certaines huiles végétales.) En faisant réagir la potasse sur de l'élaïdine, on obtient de l'élaïdate de potasse, dont on peut séparer l'acide élaïdique par l'acide chlorhydrique. L'acide élaïdique se présente sous forme de paillettes nacrées, semblables à celles de l'acide borique : il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool bouillant, qui le laisse presque entièrement déposer par le refroidissement : il rougit fortement la teinture de tournesol.

Acide élaïodique.

Cet acide, découvert par MM. Bussy et Lecanu, se forme, en même temps que l'acide ricinique, lorsqu'on distille l'huile de ricin, ou quand on traite cette huile par les alcalis. — Il est liquide, jaune, d'une saveur âcre ; il est très-soluble dans l'alcool, l'éther et les solutions faibles de potasse ; il se solidifie lorsqu'on le refroidit à quelques degrés au-dessous de glace.

Acide margarique.

L'acide margarique existe dans l'huile de muscade, le beurre de cacao, la coque du Levant ; il existe aussi dans la bile de l'homme, de l'ours et du porc. Il se produit lorsqu'on distille les graisses et les huiles fixes, ou bien lorsqu'on saponifie certaines graisses par les alcalis : dans ce dernier cas, il y a aussi formation d'acides oléique et stéarique. Pour préparer cet acide, on saponifie la graisse humaine par la potasse. (D'après M. Chevreul, la graisse humaine ne fournit point d'acide stéarique lorsqu'on la traite par les alcalis.) On traite ensuite ce savon par l'eau, et on abandonne le liquide à lui-même ; il s'en précipite peu à peu une matière blanche nacrée, formée de bi-margarate et de bi-oléate de potasse. On traite cette matière par l'alcool, qui dissout l'oléate et attaque à peine le margarate ; on recueille celui-ci, et on le traite par l'acide chlorhydrique qui met l'acide margarique en liberté. — Il est solide à la température ordinaire, blanc nacré, d'une odeur faible, analogue à celle de

la cire : il est plus léger que l'eau ; il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther ; il entre en fusion à + 60°, et cristallise par le refroidissement en aiguilles entrelacées. — Sa formule est $H^{65} C^{35} O^{3}$.

Acide margaritique.

Cet acide se forme, en même temps que les acides ricinique et élaïodique, lorsqu'on saponifie l'huile de ricin par les alcalis (Bussy et Lecanu). — Il est solide, cristallisé en paillettes nacrées, douces au toucher ; il est sans odeur, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool ; la solution alcoolique rougit la teinture de tournesol : il entre en fusion au-dessus de + 130°.

Acide oléique.

Il accompagne partout l'acide margarique. — Pour le préparer, on traite un savon de graisse par l'eau, on abandonne ce liquide à lui-même, comme dans la préparation de l'acide margarique, et, lorsqu'il a laissé déposer la matière nacrée, on concentre la liqueur qui la surnage, et on la traite par l'acide tartrique, qui en sépare un corps gras floconneux, formé d'acide oléique uni à une petite quantité d'acides margarique et stéarique ; on combine ces acides à la potasse, et on forme ainsi un savon que l'on délaye ensuite dans beaucoup d'eau : le margarate et le stéarate de potasse se décomposent et se précipitent à l'état de bi-stéarate et de bi-margarate; la liqueur ne contient plus que de l'oléate de potasse, dont on peut séparer l'acide oléique par l'acide tartrique. — Il est liquide, huileux, incolore, d'une odeur et d'une saveur légèrement rances ; il rougit la teinture de tournesol ; lorsqu'on l'expose à un refroidissement de quelques degrés au-dessous de glace, il cristallise en aiguilles blanches ; il est insoluble dans l'eau et peu soluble dans l'alcool. Chauffé au contact de l'air, il brûle comme les huiles grasses. — Sa formule est $H^{120} C^{70} O^{5}$.

Acide palmique.

Il est le résultat de l'action de la potasse sur la *palmine*. (La palmine se forme lorsqu'on fait agir l'acide hypo-azotique sur l'huile de ricin.) On prépare l'acide palmique, en traitant par l'acide chlorhydrique le palmate de potasse, obtenu en soumettant la palmine à l'action de la potasse (Boudet). — Il est cristallisé en aiguilles blanches, soyeuses, rayonnées ; il rougit fortement la teinture de tournesol ; il est fusible à + 50°, et peut se volatiliser presque sans altération.

Acide phocénique.

Il existe dans l'orcanette (*anchusa tinctorium*) et dans les baies du *viburnum opulus* ; il existe aussi dans l'huile des dauphins et des marsouins. Il avait été désigné par M. Chevreul sous le nom d'*acide delphinique* : son nom d'acide phocénique vient de *phocæna*, marsouin. — Pour l'obtenir, on saponifie 100 parties d'huile de marsouin par 60 parties de potasse et 100 parties d'eau ; on dissout ce savon dans l'eau chaude, et on le décompose par l'acide tartrique qui met l'acide phocénique en liberté; on sépare ensuite cet acide par la distillation. Comme l'acide que l'on obtient dans cette opération est impur, on le neutralise par l'hydrate de baryte, et l'on décompose ensuite le phocénate de baryte par l'acide sulfurique faible. — L'acide phocénique est liquide et semblable à une huile volatile ; il est incolore, d'une odeur forte, d'une saveur piquante, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'acide sulfurique concentré froid ; il entre en ébullition au-dessus de + 100°, et peut être distillé sans altération ; il brûle à la manière des huiles essentielles; lorsqu'on en met une goutte sur la langue, il tache en blanc la partie qui a été touchée.

Acide ricinique.

Cet acide, dont la découverte est due à MM. Bussy et Lecanu, se forme pendant la distillation de l'huile de ricin, et lorsqu'on saponifie cette huile par les alcalis. — Il est solide, blanc-nacré, d'une saveur très-âcre, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther, fusible à + 22°, volatil à une température peu élevée ; il forme avec la magnésie un sel qui offre cela de particulier, qu'il est insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, et qu'il bleuit le papier de tournesol, lors même qu'il y a 10 parties d'acide contre une de magnésie.

§ VI. *Acides dont l'existence est douteuse.*

Les acides dont l'existence est douteuse, ou qui ne peuvent être regardés com-

me des corps particuliers, sont les acides absinthique, — aconitique, — aloétique, atropique, — conique, — daturique, — ginkoïque, — lampique, — mélassique, — phytolatique, — polygalique, — rheumique, — solanique, — tanacétique, — végéto-sulfurique, — verdeux, — verdique, — violique, etc.

CHAPITRE III.

Bases salifiables végétales, ou alcalis végétaux.

On désigne sous le nom de *bases salifiables végétales*, les principes immédiats des végétaux, susceptibles de s'unir aux acides, de les saturer plus ou moins complètement, et de former avec eux des combinaisons salines. C'est M. Sertuerner, pharmacien à Eimbach, qui a mis sur la voie de la découverte de ces nouveaux corps; en examinant la composition de l'opium, il fit, en 1805, la découverte de la morphine; un second mémoire, publié en 1816 par ce pharmacien, confirma cette découverte. Depuis cette époque, les recherches des chimistes se dirigèrent sur la plupart des végétaux doués d'actions énergiques sur l'économie animale, et amenèrent la découverte d'un grande quantité de bases salifiables végétales.

Ces composés sont généralement solides, blancs, amers ou âcres, inodores, plus pesants que l'eau, doués d'une réaction alcaline sur la teinture de tournesol. Il sont formés d'oxygène, d'hydrogène, de carbone et d'azote; la présence de ce dernier élément donne lieu à la formation de produits ammoniacaux, lorsqu'on les décompose par le feu en vases clos. Quelques expériences, tentées par M. Maltuci, sur la morphine et la narcotine, qu'il a soumises à l'action d'un faible courant électrique, tendraient à faire croire que, dans les alcalis végétaux, l'hydrogène et l'azote sont en partie combinés à l'état d'ammoniaque.

D'après M. Blengini, lorsqu'on fait agir l'iode ou le brôme sur la plupart des bases salifiables végétales, en présence de l'eau, il y a formation d'un iodhydrate ou d'un brômhydrate de ces bases, et probablement aussi d'un iodate ou d'un brômate; comme la substance végétale ne paraît pas subir de décomposition, on ne peut expliquer ces effets qu'en admettant que l'eau est décomposée. — M. Donné a annoncé qu'il était possible de distinguer les alcalis végétaux les uns des autres, à l'aide de l'iode et du brôme. « En mettant, dit-il, un ou deux grains de chaque alcali végétal sur de petites cartes dont les bords sont relevés, et que l'on place dans une assiette à côté d'une capsule contenant de l'iode ou du brôme, on voit, si l'on recouvre l'assiette d'une cloche que l'on entoure de sable, la vapeur de l'iode ou du brôme agir sur les alcalis et les *colorer diversement*. A une température de +15° à +20°, l'expérience dure une demi-heure en opérant avec de l'iode, et un quart-d'heure en opérant avec le brôme. L'iode fait passer la strychnine et la cinchonine au jaune-citron; la morphine, la brucine, la vératrine et la quinine au jaune légèrement roux; l'émétine, la narcotine et la delphine au jaune-brun. Le brôme fait passer la morphine au jaune légèrement orangé; la cinchochine au jaune très-légèrement citron; la strychnine, la quinine et la narcotine au jaune légèrement orangé; la vératrine au roux légèrement verdâtre; la delphine au gris-roux; l'émétine au gris-brun verdâtre; la brucine au rouge-brique. » — M. Chevreul, qui a examiné le travail de M. Donné, et qui a fait sur ce travail un rapport à l'Académie des sciences, a reconnu : « 1° qu'en prolongeant la durée des expériences les résultats varient; 2° que la dissolution alcoolique de brucine devient violette par son mélange avec une goutte de brôme, ce qui n'a pas lieu avec les autres alcalis végétaux; 3° qu'en prenant en considération à la fois les résultats obtenus avec l'iode et le brôme, on peut distinguer quelques bases, par exemple, l'émétine, de la narcotine et de la delphine; en effet, si ces trois substances passent au rouge-brun par l'iode, on voit, en les soumettant à l'action du brôme, que la narcotine devient jaune-orangé, sensiblement plus pâle que l'émétine et la delphine, qui acquièrent une couleur roussâtre par le même réactif; 4° qu'on ne saurait cependant admettre, avec M. Donné, que le brôme et l'iode sont les véritables réactifs des alcalis végétaux, ni qu'ils puissent servir à les distinguer les uns des autres, presque aussi facilement qu'on reconnaît les corps minéraux par les moyens connus, parce qu'en général, ceux de ces alcalis qui se colorent le plus par un réactif se colorent le plus par un autre, et que, dans tous les cas, les couleurs ont la plus grande analogie entre elles. » (*Ann. de Ch.*, mai 1828.)

Sérullas a prouvé que l'acide iodique

forme, avec la plupart des alcalis végétaux, des sels neutres et des sels acides; ces derniers sont presque insolubles dans l'alcool concentré; cette circonstance fournit un bon moyen de reconnaître de petites quantités de ces bases dans l'alcool.

La potasse, la soude, l'ammoniaque, la magnésie, etc., enlèvent les acides aux bases végétales, et mettent ces bases en liberté; c'est sur cette propriété qu'est fondée leur extraction.

Les alcalis végétaux ne sont pas libres dans les plantes qui les contiennent; ils y sont unis à des acides, et fréquemment à un excès de ceux-ci; ils communiquent ordinairement aux végétaux des propriétés très-actives.

Le nombre des bases salifiables végétales qui sont connues a considérablement augmenté depuis quelques années; on en compte maintenant au moins 37, qui sont: l'aconitine, l'apirine, l'aricine, l'atropine, la brucine, la buxine, la cinchonine, la codéine, la colchine, la corydaline, la crotonine, la curarine, la cynapine, la daphnine, la daturine, la delphine, l'émétine, l'énallochrôme, l'ésébentine, l'eupatorine, la guaranine, l'hyosciamine, la légumine, la ménispermine, la morphine, la narcotine, la nicotine, la para-morphine, la pseudo-morphine, la quinine, la sabadilline, la résino-gomme de sabadilline, la sanguinarine, la solanine, la strychnine, la vératrine, et la violine.

La plupart de ces alcalis sont sans usages. Je ne parlerai avec détail que de ceux qui offrent de l'intérêt.

Aconitine.

Elle a été retirée par M. Hesse des feuilles sèches de l'*aconitum napellus*. Elle est blanche, grenue, inodore, amère et âcre, inaltérable à l'air, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, soluble aussi dans l'éther, susceptible de s'unir aux acides, et de former des sels neutres, qui paraissent incristallisables; elle entre en fusion à une douce chaleur, et n'est pas susceptible de se volatiliser; elle se dissout dans l'acide azotique sans coloration. — Elle est très-vénéneuse.

Apirine.

M. Bizio a découvert cette substance dans l'amande du *cocos lapidea*; le nom d'*apirine* lui a été donné, parce qu'elle se dépose lorsqu'on chauffe sa solution aqueuse, et qu'elle se dissout de nouveau lorsque le liquide refroidit.

Aricine.

L'aricine a été découverte par MM. Pelletier et Coriol, dans une écorce que l'on mélange avec le quinquina au Pérou, mais dont l'espèce botanique est inconnue; elle ressemble beaucoup à la cinchonine par ses propriétés physiques. — Elle est blanche, transparente, cristallisée en aiguilles rigides, douée d'une saveur chaude et acerbe, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool; lorsqu'on la chauffe, elle entre en fusion et ne se volatilise pas; l'acide azotique *concentre* la colore en vert foncé; si l'acide est étendu, la nuance verte s'affaiblit ou disparaît.

Atropine.

Cette substance, dont l'existence a été annoncée par plusieurs chimistes, a été obtenue à l'état de pureté par M. Mein. Elle existe dans les racines, les feuilles et les tiges de la belladone (*atropa belladona*). Elle cristallise en prismes transparents, incolores, soyeux; elle est inodore, amère, soluble dans 500 parties d'eau froide, soluble aussi dans l'alcool absolu et dans l'éther sulfurique. Lorsqu'on la chauffe en vases clos, elle entre en fusion et se volatilise; chauffée au contact de l'air, elle brunit, s'enflamme et brûle sans résidu. Elle s'unit aux acides, et forme avec eux des sels cristallisables. D'après M. Liébig, sa formule est $H^{23} C^{34} Az O^{6}$.

Lorsqu'on applique une solution d'atropine sur les yeux, elle dilate promptement la pupille comme le fait la belladone; cet effet prouve que c'est à l'atropine que la belladone doit ses propriétés médicales.

Brucine.

La brucine a été découverte en 1819 par MM. Pelletier et Caventou dans l'écorce de la fausse angusture (*brucea antidysenterica*). Elle y existe à l'état d'union avec l'acide gallique. Depuis, les mêmes chimistes l'ont trouvée unie à l'acide strychnique, dans la fève de St-Ignace et dans la noix vomique, qui contiennent en même temps de la strychnine. — Pour retirer la brucine de l'écorce de fausse angusture, on épuise cette écorce par l'alcool bouillant, on fait

évaporer la solution alcoolique et on traite le produit de l'évaporation par l'eau, qui en sépare une matière grasse ; on filtre et on traite la solution aqueuse par le sous-acétate de plomb, qui donne lieu, par double décomposition, à la formation de gallate de plomb insoluble et d'acétate de brucine qui reste dissous ; on filtre et on précipite l'excès de plomb par un courant d'acide sulfhydrique ; on filtre de nouveau pour séparer le sulfure de plomb, puis on ajoute de l'acide oxalique à la liqueur et on évapore. L'oxalate de brucine impur que l'on obtient par cette évaporation doit être lavé avec de l'alcool à la température de zéro ; celui-ci dissout tout, excepté l'oxalate de brucine ; on fait ensuite chauffer ce sel avec de l'eau et de la magnésie pour le décomposer, et mettre la brucine en liberté ; puis on dissout cette base dans l'alcool bouillant, qui la laisse cristalliser par le refroidissement.

La brucine se présente sous la forme de prismes obliques à bases parallélogramiques ; ou en masses feuilletées, d'un blanc nacré, ressemblant à de l'acide borique ; ou bien en champignons ; elle est inodore, d'une saveur acerbe et très-amère, soluble dans 500 parties d'eau froide, insoluble dans l'éther et les huiles grasses, peu soluble dans les huiles volatiles et très-soluble dans l'alcool. Ces dissolutions ramènent au bleu le papier de tournesol rougi par un acide, et verdissent le sirop de violettes. L'air ne l'altère pas ; exposée à l'action du calorique en vases clos, elle entre en fusion à une température peu élevée, et abandonne l'eau qu'elle contient ; chauffée plus fortement, elle se décompose en donnant des produits ammoniacaux. — Traitée par l'acide azotique, elle devient rouge ; cette couleur passe au jaune lorsqu'on élève un peu la température du mélange, et prend une belle couleur violette par le proto-chlorure d'étain. A l'aide de ces colorations, on peut reconnaître la présence de traces de brucine dans un liquide. — La brucine cristallisée est formée de 22,6 de brucine, et de 100 d'eau ; lorsqu'elle est anhydre, elle est composée de 6,52 d'hydrogène, 75,04 de carbone, 7,22 d'azote et 11,21 d'oxygène. — Elle s'unit facilement aux acides et forme des sels qui sont généralement cristallisables.

La brucine est le principe actif de la fausse angusture ; elle agit sur la moelle-épinière en déterminant des contractions tétaniques (*voyez* le traité de *Médecine légale* de M. Orfila).

Buxine.

Cet alcali a été découvert par M. Fauré de Bordeaux, dans l'écorce de buis (*buxus semper virens*). La buxine est blanche, cristalline, inodore, très-amère, très-soluble dans l'eau bouillante et dans l'alcool, moins soluble dans l'eau froide et dans l'éther, insoluble dans les alcalis ; elle verdit le sirop de violettes, neutralise les acides, et forme avec eux des sels incristallisables.

Cinchonine.

M. Gomès de Lisbonne a décrit, sous le nom de *cinchonin*, une substance cristalline que M. Duncan d'Edimbourg était parvenu avant lui à retirer de quelques espèces de quinquina ; cette matière cristalline, que M. Laubert obtint plus tard assez pure, était la cinchonine unie à une matière grasse qui en masquait en partie l'alcalinité. C'est aux travaux de M. Houton-Labillardière d'un côté, et de MM. Pelletier et Caventou d'un autre, que l'on doit la connaissance exacte de ce corps. — La cinchonine existe, en même temps que la *quinine*, dans plusieurs espèces de quinquina. Le quinquina gris contient beaucoup plus de cinchonine que de quinine ; ces bases y sont unies à l'acide kinique.

Pendant long-temps on a préparé la cinchonine en chauffant la poudre de quinquina gris avec l'acide chlorhydrique affaibli, ajoutant à la liqueur filtrée de l'hydrate de chaux, portant le mélange à l'ébullition, filtrant de nouveau, lavant le dépôt, et le traitant par l'alcool bouillant : la cinchonine était dissoute par l'alcool, et pouvait en être séparée par évaporation et cristallisation. — Mais la cinchonine obtenue à l'aide de ce procédé était plus ou moins mêlée de quinine. — Aujourd'hui, on l'obtient à l'état de pureté en versant un léger excès de solution de potasse dans les eaux-mères et les eaux de lavage qui proviennent de la préparation du sulfate de quinine (*voyez* page 319) ; ces eaux contiennent du sulfate de cinchonine et un peu de sulfate de quinine : la potasse que l'on y ajoute s'empare de l'acide sulfurique et précipite les deux alcalis végétaux. On recueille ce précipité, on le lave, on le dessèche et on le dissout dans 4 fois son

poids d'alcool bouillant ; en abandonnant cette solution à elle-même, après avoir retiré une partie de l'alcool par la distillation, la cinchonine se dépose, et la quinine reste dissoute ; on recueille la première de ces bases, et on la purifie par dissolution dans l'alcool, et cristallisation.

La cinchonine cristallise en aiguilles prismatiques déliées, ou en plaques blanches, translucides ; sa saveur est amère, mais longue à se développer ; elle est insoluble dans l'eau froide, et soluble dans 2,500 fois son poids d'eau bouillante ; elle se dissout dans l'alcool, mais avec moins de facilité que la quinine ; l'éther, les huiles fixes et les huiles volatiles ne la dissolvent qu'en très-petite quantité. Exposée à l'action du calorique en vases clos, elle se décompose avant d'entrer en fusion, et se volatilise en partie. L'acide azotique ne la colore pas. Elle est formée, d'après MM. Pelletier et Dumas, de 6,22 d'hydrogène, 76,97 de carbone, 9,02 d'azote, et 7,97 d'oxygène.

La cinchonine s'unit facilement aux acides, et forme des sels neutres et des sels basiques, qui sont précipités, comme ceux de quinine, par les oxalates, les tartrates et les gallates ; ces sels sont doués d'une saveur très-amère.

Le *sulfate neutre de cinchonine* se prépare en unissant directement la base à l'acide. — Il se présente sous forme de prismes à quatre pans, luisants, flexibles, ordinairement réunis en faisceaux ; il est très-amer, fusible comme de la cire un peu au-dessus de + 100°. Chauffé plus fortement, il acquiert une couleur rouge et se décompose. Il est soluble dans 54 parties d'eau froide, et dans 6 parties et demie d'alcool à 0,85. — Il agit sur l'économie animale comme le sulfate de quinine, et peut être administré pour combattre les fièvres intermittentes.

Lorsqu'on unit le sulfate neutre de cinchonine à une quantité convenable d'acide sulfurique, on le transforme en *bi-sulfate de cinchonine*, qui cristallise en octaèdres rhomboïdaux.

Codéine.

M. Robiquet en a fait la découverte dans l'opium en 1832 ; elle y existe avec quatre autres alcalis, savoir : la *morphine*, la *narcotine*, la *para-morphine* et la *pseudo-morphine*. La *narcéine*, qui existe aussi dans l'opium, et qui avait été considérée par M. Pelletier comme une substance alcaline, paraît être dépourvue d'alcalinité (Couerbe).

Pour préparer la codéine, on verse une solution de chlorure de calcium dans une solution aqueuse d'opium ; il y a aussitôt formation de méconate de chaux insoluble, et de chlorhydrates de morphine, de codéine, etc., qui restent dissous. On filtre, et on traite la liqueur par l'ammoniaque, qui précipite la morphine. On filtre de nouveau, et on obtient un liquide qui contient du chlorhydrate d'ammoniaque et du chlorhydrate de codéine ; ces deux sels peuvent être séparés l'un de l'autre par dissolution et cristallisation : le chlorhydrate de codéine cristallise le premier en petites houppes soyeuses et mamelonnées, tandis que le chlorhydrate d'ammoniaque reste en solution. On broie ces cristaux avec une solution de potasse caustique qui s'empare de l'acide chlorhydrique, et met la codéine en liberté : cet alcali se précipite à l'état d'hydrate sous forme d'une masse que l'on dessèche et que l'on réduit en poudre ; celle-ci est ensuite traitée par l'éther bouillant, qui dissout la codéine, et la laisse cristalliser par une évaporation spontanée. — La codéine se présente sous forme de petites aiguilles très-blanches, ou de prismes droits à base rhomboïdale, tantôt aplatis, tantôt allongés ; 1000 parties d'eau dissolvent 12,6 de codéine à + 15° et 58,8 à + 100°. Lorsqu'on chauffe cette substance hydratée à une température de + 150°, elle entre en fusion. Par une chaleur plus élevée, elle se décompose. La codéine hydratée passe à l'état anhydre dans l'eau bouillante, et acquiert alors la propriété d'entrer en fusion à + 100°. L'acide azotique ne rougit pas la codéine, les sels de sesquioxyde de fer ne la bleuissent pas ; ces caractères négatifs servent à la distinguer de la morphine. Elle s'unit aux acides et forme des sels qui paraissent facilement cristallisables. Elle est formée, d'après M. Couerbe, de 7,148 d'hydrogène, 72,846 de carbone, 5,231 d'azote et 14,775 d'oxygène $= H^{39} C^{32} Az^{7} O^{5}$.

La codéine exerce une action très-prononcée sur la moelle épinière. Administrée à petites doses, elle provoque un sommeil différent de celui qui est produit par l'opium ; à dose élevée, elle donne lieu à des effets délétères incontestables.

Colchine.

Elle a été extraite du *colchicum autumnale*, par MM. Geiger et Hesse. —

Elle se présente sous forme d'aiguilles déliées, blanches, inodores, d'une saveur amère; elle est soluble dans l'eau; son alcalinité est faible; cependant elle sature complètement les acides, et forme avec eux des sels en partie cristallisables.

Corydaline.

Cet alcali a été extrait, par M. Vackenroder, des racines du *corydalis* (*fumaria bulbosa*). La corydaline obtenue de sa dissolution alcoolique est cristallisée en prismes incolores, longs d'une ligne, peu solubles dans l'eau, plus solubles dans l'alcool, l'éther et les alcalis caustiques, qui se colorent en jaune-verdâtre; elle est fusible à + 100°; chauffée plus fortement, elle se décompose en donnant des produits ammoniacaux. Elle s'unit aux acides, et forme des sels très-amers.

Crotonine.

La crotonine a été retirée, par Brandes, des graines du *croton tiglium*. Elle forme, avec les acides sulfurique et phosphorique, des sels cristallisables. Elle a été peu étudiée.

Curarine.

Cette base organique a été découverte, dans le *curare*, par MM. Boussingault et Roulin. Elle est sous forme d'une masse jaunâtre cornée, non cristalline, qui forme, avec les acides, des sels neutres généralement amers et incristallisables.

Cynapine.

Elle a été découverte, par Ficinus, dans l'*œthusa cynapium*.

Daphnine.

La daphnine a été retirée du daphné des Alpes (*daphne mezereum*). L'existence de cette substance comme principe immédiat alcaloïde n'est pas encore admise par la plupart des chimistes.

Daturine.

Elle a été retirée des semences du *datura stramonium* par MM. Geiger et Hesse. Elle cristallise en prismes incolores et très-brillants; elle est inodore, amère et âcre, soluble dans 280 parties d'eau froide et dans 72 parties d'eau bouillante; l'alcool la dissout avec facilité; l'éther la dissout moins bien. Ces différentes solutions ramènent au bleu le tournesol rougi par les acides. Lorsqu'on la chauffe, elle se volatilise en partie; la portion qui ne se volatilise pas se décompose en fournissant des produits ammoniacaux.

La daturine est très-vénéneuse; lorsqu'on la dépose sur un œil, elle détermine une forte dilatation de la pupille, qui persiste pendant plusieurs jours.

Delphine.

Cet alcali végétal a été découvert, en 1819, par MM. Lassaigne et Feneulle, dans les graines de staphisaigre (*delphinium staphisagria*); il y est en combinaison avec l'acide malique. M. Couerbe a étudié de nouveau cette substance en 1833, et l'a obtenue dans un plus grand état de pureté. — Pour préparer la delphine, on réduit en pâte les semences de staphysaigre, et on épuise cette pâte par de l'alcool à 36 degrés bouillant; on filtre et on distille la liqueur alcoolique. L'extrait qui provient de cette distillation est ensuite traité à plusieurs reprises par de l'eau bouillante aiguisée d'acide sulfurique; cet acide s'empare de la delphine, et forme du sulfate de delphine soluble; on filtre, et on verse dans la liqueur de la potasse ou de l'ammoniaque qui précipitent la delphine. On recueille celle-ci, puis on la dissout dans de l'alcool bouillant, et on la décolore par le noir animal. Cela fait, on filtre de nouveau et on évapore. La delphine obtenue après cette série d'opérations est encore impure; car elle contient une assez forte proportion de matière résineuse rousse. Pour la purifier, on la dissout de nouveau dans l'eau acidulée par de l'acide sulfurique, et on ajoute à cette liqueur filtrée de l'acide azotique, que l'on y verse goutte à goutte : cet acide s'empare de la matière résineuse et la précipite; il faut ajouter de l'acide azotique tant qu'il se précipite de la résine. Au bout de 24 heures, le précipité est entièrement déposé et collé au fond du vase; on peut alors décanter la liqueur, qui contient le sulfate de delphine et l'excès d'acide azotique. Cette liqueur est ensuite traitée par la potasse en solution étendue, qui s'unit aux acides sulfurique et azotique, et précipite la delphine. Ce précipité doit être lavé dans plusieurs eaux, puis dissous dans l'alcool bouillant, et évaporé par distillation. L'extrait alcoolique que l'on obtient de cette manière est à son

tour lavé par l'eau, qui n'attaque pas la delphine, mais lui enlève la petite quantité d'azotate de potasse qu'elle pouvait contenir. Enfin, après cette nombreuse série d'opérations, on traite le résidu des lavages par l'éther, qui dissout la delphine, et laisse une matière insoluble qui porte le nom de *staphysain*. La solution éthérée de delphine laisse déposer cette dernière par évaporation.

Propriétés. — La delphine est solide, non cristallisable, légèrement jaunâtre, d'une saveur très-âcre et très-persistante; elle est à peine soluble dans l'eau; elle est au contraire soluble dans l'éther et surtout dans l'alcool. Elle entre en fusion à + 120°, et se décompose à une température plus élevée. L'acide sulfurique concentré la rougit avant de la charbonner. A la température de + 150°, le chlore la colore en vert, puis en brun-foncé, et la rend très-friable. Elle est formée, d'après M. Couerbe, de 8,89 d'hydrogène, 76,69 de carbone, 5,93 d'azote, et 7,49 d'oxygène = H^{38} C^{27} Az^{2} O^{2}. — Elle est très-délétère. — Unie aux acides, elle forme des sels généralement incristallisables, amers et âcres.

Émétine.

L'émétine a été découverte, par M. Pelletier, dans l'*ipécacuanha strié*, l'*ipécacuanha annelé* et dans le *viola emetica*; elle y est en combinaison avec l'acide gallique. — Pour préparer l'émétique, on commence par mettre l'ipécacuanha pulvérisé en contact avec de l'éther sulfurique à 60 degrés pour débarrasser cette substance d'une matière grasse odorante qu'elle contient. Lorsque l'ipécacuanha ne cède plus rien à l'éther convenablement renouvelé, on la fait bouillir avec de l'alcool à 40 degrés, on filtre la solution bouillante, et on la laisse refroidir; il s'en précipite alors une matière blanche, floconneuse, analogue à de la cire; on filtre de nouveau, et on évapore la liqueur alcoolique au bain-marie; on obtient de cette manière un résidu d'un rouge safrané, qui contient du gallate d'émétine, de la cire, de la matière grasse et de l'acide gallique libre. On verse de l'eau sur ce résidu, et on ajoute de la magnésie, qui s'empare de l'acide gallique et met l'émétine en liberté; celle-ci se précipite avec la cire, l'excès de magnésie et une matière colorante. On recueille le dépôt, on le lave à l'eau, qui s'empare de la matière colorante; puis, on le dessèche, et on le traite par l'alcool bouillant qui ne dissout que l'émétine. Pour l'avoir plus blanche, on peut la combiner à un acide, traiter le sel par le charbon animal, précipiter de nouveau l'émétine par la magnésie, et la séparer par l'alcool.

Propriétés. L'émétine est pulvérulente, blanchâtre, d'une saveur faiblement amère; elle est inodore, fusible à + 50°, à peine soluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau bouillante, très-soluble dans l'alcool; elle ramène au bleu le tournesol rougi par les acides; elle forme avec les acides des sels incristallisables; l'acide azotique concentré la décompose sans la rougir; les sels de sesqui-oxyde de fer ne la colorent pas en bleu; sa dissolution est précipitée en blanc par l'acide gallique et l'infusion de noix de galle; elle n'est pas troublée par les tartrates neutres de potasse et de soude. Elle est formée, d'après MM. Pelletier et Dumas, de 7,77 d'hydrogène, 64,57 de carbone, 4,30 d'azote et 22,95 d'oxygène. H^{54} C^{74} Az^{2} O^{10}.

Action sur l'économie et usages. — L'émétine est fortement émétique, même à petites doses; elle paraît agir sur le système nerveux, comme le prouve la tendance au sommeil et même l'assoupissement plus ou moins profond qui suivent son administration. Donnée à hautes doses, elle produit une violente inflammation de la membrane muqueuse gastro-intestinale. On peut l'employer dans la plupart des cas où l'ipécacuanha est indiqué; mais, comme son action est très-énergique, son usage exige beaucoup de prudence. En général, sa dose ne doit pas dépasser 1 à 2 grains dans une potion de 4 onces; au lieu de l'employer pure, il est préférable de la dissoudre dans une quantité suffisante d'acide acétique. — L'émétine impure (*émétine colorée*), que MM. Magendie et Pelletier décrivirent en 1817, a une action analogue à celle de l'émétine pure, mais plus faible : l'énergie de cette substance, comparée à celle de l'émétine pure, est dans la proportion de 1 à 3.

Énallochrôme.

Cette substance alcaline, encore nommée *polychrôme*, a été trouvée par MM. Héberger et Buchner fils dans l'écorce du maronnier d'Inde; Heller l'a extraite de l'écorce du frêne, et l'a décrite sous le nom de *fraxinine*; il paraît qu'elle se

trouve dans plusieurs bois, racines et graines. — Elle est blanche, cristalline, granuleuse, amère, soluble dans 300 parties d'eau froide et dans 120 parties d'alcool anhydre; elle peut, au contact d'un alcali, acquérir une couleur bleue, verte ou jaune.

Ésébenckine.

Elle a été extraite, par M. Buchner, de l'*esebenckia febrifuga*. Elle a été peu étudiée.

Eupatorine.

Cette substance a été découverte, par Riphini, dans l'*eupatorium cannabium*.

Guaranine.

Elle a été retirée, par Th. Marinus, des fruits du *guarana* du commerce (*paullinia sorbilis*). L'existence de cet alcali mérite confirmation.

Hyosciamine.

Cet alcali a été découvert, par MM. Geiger et Hesse, dans les graines de jusquiame noire (*hyosciamus niger*). Il cristallise en aiguilles incolores, d'une saveur âcre; il est en grande partie volatil, décomposable par les alcalis avec dégagement d'ammoniaque; il ramène au bleu le tournesol rougi, et forme, avec les acides, des sels en partie cristallisables. — Lorsqu'on l'applique sur les yeux, il détermine une contraction de la pupille qui persiste long-temps.

Légumine.

Cette substance, dont l'existence est révoquée en doute par plusieurs chimistes, a été retirée, par M. Braconnot, des graines des légumineuses. Elle diffère des autres principes alcoloïdes, en ce qu'elle contient du soufre au nombre de ses éléments. — Elle est solide, blanche, demi-transparente, insoluble dans l'eau et dans l'alcool, fusible et décomposable par une élévation de température; elle ramène au bleu le papier de tournesol rougi par les acides, et peut former des combinaisons salines. Elle se dissout très-bien dans les acides oxalique, malique et citrique affaiblis par beaucoup d'eau. Quand on chauffe ces dissolutions avec du sulfate de chaux, on obtient un coagulum blanc, opaque et dense, formé par l'union de ce dernier sel avec la légumine; c'est probablement par suite de la formation d'un produit analogue, que les eaux crues qui contiennent du sulfate de chaux durcissent les légumes que l'on veut y faire cuire.

Ménispermine.

Elle a été découverte, en 1833, par MM. Pelletier et Couerbe, dans les enveloppes de l'amande de la coque du Levant (*menispermum cocculus*). Elle est solide, blanche-opaque, cristallisée en prismes à quatre pans terminés par des pyramides à 4 faces; elle est sans saveur. Chauffée à + 120°, elle entre en fusion; à une température plus élevée, elle se décompose. Elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther, surtout à chaud.

Les coques du Levant contiennent encore une substance, nommée *picrotoxine*, qui a été considérée, pendant quelque temps, comme un alcali végétal, mais qui, d'après les recherches de MM. Pelletier et Couerbe, paraît être tout-à-fait dépourvue d'alcalinité.

Morphine.

Nous voici arrivés à celui des alcalis végétaux qui offre peut être le plus d'intérêt. — J'ai déjà dit que la découverte de cette substance était due à M. Sertuerner; il est juste d'ajouter que, dès l'année 1804, Séguin en avait entrevu l'existence. Elle n'a été trouvée jusqu'ici que dans l'opium, ainsi que dans les tiges et les capsules des pavots indigènes. Elle y est unie à l'acide méconique et quelquefois à l'acide sulfurique.

Les procédés à l'aide desquels on peut extraire la morphine de l'opium, ont singulièrement varié depuis sa découverte. Le procédé qui a été indiqué par M. Robiquet consiste : 1° à faire bouillir, pendant un quart-d'heure, une infusion concentrée d'opium avec une petite quantité de magnésie (environ 10 grammes par livre d'opium). La magnésie décompose le méconate de morphine, et forme, avec l'acide méconique, un sous-méconate insoluble qui se précipite avec la morphine, une matière colorante, la narcotine et quelques autres principes; 2° à rassembler sur un filtre et à laver à l'eau froide le dépôt grisâtre qui se forme; 3° à faire macérer ce dépôt bien sec avec de l'alcool faible, à une chaleur de 60 à 70 degrés : l'alcool faible dissout la majeure

partie de la narcotine et de la matière colorante, et ne dissout que très-peu de morphine ; 4° à filtrer de nouveau, puis à faire bouillir le dépôt successivement avec 3 à 4 portions d'alcool concentré, et à faire passer les liqueurs bouillantes à travers un filtre : l'alcool concentré bouillant dissout la morphine et la sépare du sous-méconate de magnésie, qui est insoluble dans ce véhicule, et reste sur le filtre. Par le refroidissement, la morphine se dépose sous forme de cristaux un peu colorés ; on la purifie par une nouvelle cristallisation, et, au besoin, par l'emploi du charbon.

M. Hottot a légèrement modifié ce procédé. « Prenez, dit-il, opium du commerce, 1 kilog. ; faites macérer à froid dans suffisante quantité d'eau pour épuiser le marc ; réunissez les liqueurs, évaporez jusqu'à ce que le liquide refroidi marque 2 degrés environ ; versez dans le liquide, à demi refroidi, assez d'ammoniaque pour que la liqueur soit neutre ou très-peu alcaline, à peu près 8 grammes ; laissez déposer la matière grasse, décantez, et ajoutez de nouveau de l'ammoniaque liquide, environ 64 grammes, laissez déposer 12 heures ; versez le précipité sur un filtre, lavez-le à l'eau froide, puis chauffez-le au bain-marie avec 3 kilog. d'alcool à 34° et 64 grammes de charbon animal, et lorsque l'alcool sera bouillant, filtrez-le ; par le refroidissement, la morphine se précipitera en cristaux dont le poids sera de 6 à 8 gros. »

Le procédé qui a été proposé par M. Roberston consiste : 1° à faire macérer l'opium dans de l'eau échauffée à + 38°, à saturer l'acide libre par du carbonate de chaux, et à faire évaporer la solution jusqu'en consistance de sirop dans un vase de fer étamé ; 2° à ajouter au liquide un excès de chlorure de calcium pur, qui, en agissant sur les méconates de morphine et de codéine, donne naissance à du méconate de chaux insoluble, et à des chlorhydrates de méconine et de codéine solubles ; 3° à faire bouillir la liqueur pendant quelques minutes, puis à y ajouter un peu d'eau, à la filtrer pour séparer le méconate de chaux, et à la faire évaporer pour faire cristalliser les chlorhydrates ; 4° à purifier ces sels par dissolution dans l'eau bouillante, et par l'emploi du charbon animal non alcalin ; 5° enfin à décomposer les chlorhydrates de morphine et de codéine ainsi purifiés, par l'ammoniaque qui précipite la morphine ; la liqueur doit être portée à l'ébullition pour chasser l'excès d'ammoniaque. La morphine précipitée doit être recueillie, puis dissoute dans l'alcool bouillant, qui la laisse cristalliser par le refroidissement.

Propriétés. La morphine est blanche, amère, cristallisée en pyramides tronquées, transparentes, dont la base est un carré ou un rectangle ; elle cristallise aussi en prismes à base trapézoïde. Elle est presque insoluble dans l'eau froide, et difficilement soluble dans l'eau chaude, qui, suivant quelques chimistes, n'en dissout que la 5000e partie de son poids. Suivant M. Berzélius, il ne faudrait que 100 parties d'eau bouillante pour dissoudre 1 partie de morphine. Elle se dissout très-bien dans l'alcool, surtout à chaud ; cette solution ramène au bleu le papier de tournesol rougi par les acides, ce qui n'a pas lieu avec la narcotine. Exposée peu à peu à l'action de la chaleur, elle entre en fusion, et se prend par le refroidissement en une masse rayonnée ; chauffée plus fortement, elle se décompose et donne des produits ammoniacaux. L'acide azotique, versé goutte à goutte sur la morphine, lui communique une couleur rouge. Ce caractère est partagé par la pseudo-morphine, la brucine et la strychnine impure, et n'appartient pas à la narcotine. Traitée par une petite quantité de sesqui-chlorure de fer non acide et en solution étendue, la morphine acquiert une belle couleur bleue ; ce caractère n'appartient qu'à cet alcali et à la pseudo-morphine. Lorsque le sel de sesqui-oxyde de fer est jaune, la coloration de la morphine est verte ; les couleurs bleue ou verte disparaissent aussitôt que l'on met la morphine ainsi colorée en contact avec les acides, l'alcool et l'éther acétique non acide ; ce dernier caractère explique pourquoi ces couleurs ne se manifestent pas lorsque le sesqui-sel de fer est *acide*, ou bien lorsqu'on le fait agir sur une solution *alcoolique* de morphine (Robinet). — M. Pelletier admet que, pendant la réaction de la morphine sur les sesqui-sels de fer, une partie de la morphine s'empare d'une partie de l'oxygène du sesqui-oxyde de fer, et le ramène à un état d'oxydation inférieure ; cet oxyde ainsi modifié se combine à l'autre portion de morphine.

D'après M. Sérullas, l'acide iodique et l'iodate acide de potasse sont décomposés aussitôt qu'on les mêle à la morphine ou à un sel de cette base ; l'iode est mis à

nu et colore la liqueur d'abord en rouge, puis en bleu. Cette réaction se manifeste lors même que la liqueur ne contient qu'un centième de grain de morphine.— Cet alcali est formé de 6,2 d'hydrogène, 72,2 de carbone, 4,9 d'azote et 16,7 d'oxygène = H^{36} C^{64} Az^{2} O^{6}. La morphine hydratée est formée de 100 parties d'alcali réel, et de 7 parties d'eau (Liébig).

La morphine s'unit facilement aux acides, et forme des sels cristallisables. Le *sulfate* cristallise en aiguilles soyeuses, divergentes, souvent ramifiées. — L'*azotate* et le *chlorhydrate* sont sous forme de rayons ; — l'*acétate* cristallise en demi-sphères aiguillées.

Usages. La morphine est le principe le plus actif de l'opium ; elle exerce sur l'économie une influence narcotique très-prononcée ; on ne l'emploie jamais seule, mais toujours à l'état de sel ; l'acétate et le chlorhydrate sont les sels de morphine les plus employés.—Suivant M. Magendie, la morphine offre tous les avantages de l'opium sans en avoir les inconvénients. Cette proposition est peut-être un peu forcée; l'opium contient plusieurs principes qui jouissent de propriétés un peu différentes de la morphine, et qui doivent nécessairement lui donner des vertus que ne possède pas cette dernière; ainsi, pour ne citer qu'un exemple, les douleurs produites par le cancer de l'utérus peuvent être calmées par l'opium, et ne le sont pas par les préparations de morphine ; cette dernière substance jouit de son côté de vertus spéciales, qu'elle doit sans doute à son isolement, car on les recherche en vain dans l'opium ; c'est ainsi qu'elle réussit très-bien dans le traitement du tic douloureux de la face et de certaines névralgies, que l'on chercherait infructueusement à combattre par l'opium. — D'après MM. Trousseau et Pidoux, les effets de l'opium et des préparations de morphine sont identiques. « Pour nous, disent-ils, la morphine nous semble devoir être exclusivement réservée aux applications sur le derme dénudé, et l'opium pour l'usage interne. » Pour faire une semblable recommandation, il faut pourtant bien que ces thérapeutistes aient reconnu une différence dans la manière d'agir de ces substances. MM. Trousseau et Pidoux recommandent également de ne se servir que du sulfate et du chlorhydrate de morphine, et de proscrire de la matière médicale l'acétate de morphine, qui, de tous les sels de cette base, est le plus insoluble et le plus infidèle.

La dose des sels de morphine est d'un quart ou d'un demi-grain; on l'augmente au besoin. (Pour plus amples détails, *voyez* OPIUM.)

NARCOTINE.

La narcotine, d'abord nommée *sel de Derosne*, *principe cristallisable de l'opium*, a été découverte par Derosne en 1802 : elle n'a encore été trouvée que dans l'opium. — Pour l'extraire, on commence par faire macérer l'opium dans une suffisante quantité d'eau, pour l'épuiser de toutes ses matières solubles ; la portion qui ne se dissout pas (marc d'opium,) est ensuite traitée par l'acide acétique bouillant, qui dissout la portion de narcotine qui n'avait pas été enlevée par l'eau ; on filtre, et on verse, dans la solution, de la potasse qui s'empare de l'acide acétique, et précipite la narcotine. On recueille celle-ci et on la fait dissoudre à chaud dans l'alcool, qui la laisse déposer en grande partie par le refroidissement. — En traitant l'extrait aqueux d'opium par l'éther, la narcotine seule est dissoute par ce liquide, et peut en être séparée par évaporation.

Propriétés. La narcotine est solide, blanche ou légèrement jaunâtre, cristallisée en prismes droits, à base rhomboïdale, sans saveur, sans odeur, peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'alcool bouillant, très-soluble aussi dans l'huile d'olive et l'huile d'amandes douces à la température de l'ébullition ; ces dissolutions n'ont aucune réaction alcaline sur les teintures végétales ; ce caractère négatif a engagé plusieurs chimistes à distraire la narcotine de la classe des alcalis végétaux ; sa véritable place est cependant dans cette classe, car elle a la propriété de se combiner à certains acides, et de former avec eux des composés salins cristallisables. Lorsqu'on la chauffe graduellement dans un tube de verre, elle entre en fusion à une température peu élevée, devient transparente, et se conserve dans cet état, même après le refroidissement. L'acide azotique la dissout sans la rougir ; l'acide sulfurique mélangé d'une partie d'acide azotique, ou soumis à l'influence du gaz protoxyde d'azote, lui communique une belle couleur rouge de sang (Couerbe).—Elle est formée, d'après M. Liébig, de 5,32 d'hydrogène, 65,27 de carbone, 3,78

d'azote, et 25,63 d'oxygène = $H^{40} C^{40} Az^2 O^{12}$.

La narcotine, regardée successivement comme aussi active que la morphine, puis comme partie irritante de l'opium, est aujourd'hui rangée parmi les substances à peu près inertes; les expériences de Baily tendent en effet à prouver qu'elle n'a aucune activité. Ajoutons cependant que la narcotine peut, dans certaines circonstances, acquérir une assez grande énergie; ainsi, les expériences de M. Orfila ont démontré que 12 grains de cette substance, en solution dans de l'huile d'olives ou dans les acides acétique et sulfurique, faisaient périr en peu de temps un chien au milieu de violentes convulsions, ou à la suite d'un assoupissement complet; administrée pure, ou combinée aux acides azotique et chlorhydrique, elle n'a produit aucun effet à la dose de 100 grains.

Nicotine.

La nicotine a été découverte par MM. Posselt et Reimann, dans différentes espèces de *nicotiana*, ainsi que dans les *macrophylla rustica* et *glutinosa*; elle paraît y être combinée à l'acide acétique. — Elle est liquide, transparente, incolore, d'une odeur qui rappelle celle du tabac, d'une saveur âcre, brûlante et persistante; elle se mêle à l'eau en toute proportions, se dissout facilement dans l'éther, ramène au bleu le papier de tournesol rougi, se combine aux acides, et forme avec eux des sels dont quelques-uns peuvent cristalliser. — Suivant M. Berzélius, une seule goutte de cette substance suffit pour tuer un chien.

Para-morphine ou thébaïne.

Cette substance a été découverte dans l'opium par M. Thiboumery, et étudiée par MM. Couerbe et Pelletier qui lui ont donné, le premier le nom de thébaïne, et le second celui de para-morphine. On l'obtient en traitant l'infusion d'opium par la chaux éteinte. — Voici, d'après M. Couerbe, la description de ce nouveau principe immédiat. — Elle est blanche; elle se présente sous forme de choux-fleurs ou de mamelons, si elle a cristallisé dans l'alcool, ou de prismes rhomboïdaux, si elle a cristallisé dans l'éther. Elle entre en fusion à + 130° et se fige à + 110°, ce qui la distingue de la codéine, de la morphine, de la narcotine, et de la méconine. En fondant elle perd 4 pour 100 d'eau, ou 2 at. Les acides forts la résinifient et l'altèrent, tandis qu'ils se combinent avec elle et forment des sels cristallisables, lorsqu'ils sont convenablement étendus; l'acide sulfurique mélangé d'acide azotique et soumis à l'influence du protoxyde d'azote, de l'air atmosphérique et même du gaz oxygène, lui communique une couleur rouge, comme à la narcotine. — La para-morphine a une saveur âcre et styptique, elle est peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther, même à la température ordinaire; l'acide azotique ne la rougit pas; les sesqui-sels de fer ne la bleuissent pas; enfin l'ammoniaque la précipite de ses sels acides, ce qui la distingue de la codéine qui se comporte différemment. Sa formule est $H^{27} C^{15} Az^2 O^4$. (*Ann. de ch.*, juin 1835.)

Pseudo-morphine.

Nouvel alcali végétal, retiré de l'opium par M. Pelletier. La pseudo-morphine est solide, presque insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool à 36° et même dans l'alcool absolu, à peine soluble dans l'éther et dans l'eau ammoniaciale, très-soluble dans la potasse et dans la soude. Lorsqu'on la chauffe, elle se décompose aussitôt qu'elle commence à se ramollir. L'acide azotique et les sels de sesqui-oxyde de fer se comportent avec elle comme avec la morphine; elle diffère de cet alcali par sa composition : en effet, elle est formée de 5, 81 d'hydrogène, 52, 74 de carbone, 4, 08 d'azote et 37, 37 d'oxygène. (*Journ. de ch. méd.*, septembre 1835.)

Quinine.

Elle a été découverte par MM. Pelletier et Caventou dans plusieurs espèces de quinquinas; elle existe en plus grande abondance dans le quinquina jaune, qui ne contient que fort peu de cinchonine; elle s'y trouve à l'état de combinaison avec l'acide kinique et avec des matières colorantes. — On obtient la quinine à l'état de pureté, en décomposant à l'aide de la chaleur le sulfate de cette base par la magnésie ou par la chaux; la quinine est mise en liberté et reste mélangée à l'excès de chaux ou de magnésie. On traite ce mélange par l'alcool bouillant qui ne dissout que la quinine, et la laisse précipiter par le refroi-

dissement. Si elle n'est pas blanche, on la purifie en la faisant de nouveau dissoudre dans l'alcool bouillant.

Propriétés. La quinine est sous forme d'une masse blanchâtre poreuse non cristalline, très-amère, à peine soluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau bouillante, un peu soluble dans les huiles fixes et volatiles ; l'éther la dissout assez bien et l'alcool beaucoup mieux. Exposée au feu, elle entre en fusion, puis se décompose en donnant des produits ammoniacaux. — Elle peut se combiner à l'eau et former un *hydrate de quinine*, que l'on a considéré pendant quelque temps comme un alcaloïde particulier auquel on avait donné le nom de *quinide*. On peut préparer cet hydrate, soit en précipitant le sulfate de quinine par l'ammoniaque ; soit en faisant bouillir de l'eau sur de la quinine, filtrant à froid et laissant évaporer la liqueur spontanément ; soit enfin en faisant dissoudre de la quinine dans de l'alcool à 40 degrés, et abandonnant cette dissolution dans un endroit froid et non humide, où l'hydrate cristallise en petites aiguilles prismatiques à six pans. Ces cristaux sont formés de 94, 2 de quinine (1 at.) et de 5, 8, d'eau (1 at.). — La quinine anhydre est elle-même composée de 7, 52 d'hydrogène, 75, 76 de carbone, 8, 11 d'azote et 9, 61 d'oxygène (Liébig).

Voici, d'après MM. Pelletier et Caventou, les caractères à l'aide desquels on peut distinguer la quinine de la cinchonine.

1° *Quinine*. En masses amorphes ou en houppes soyeuses ; fusible à l'état d'hydrate ; soluble dans l'alcool sans pouvoir cristalliser, à moins qu'on ne prenne de grandes précautions ; très-soluble dans l'éther et incristallisable ; donnant un sulfate neutre en aiguilles soyeuses nacrées, un chlorhydrate en houppes soyeuses, etc. — 2° *Cinchonine*. En aiguilles prismatiques ; infusible ; soluble dans l'alcool, dans lequel elle peut cristalliser ; très-peu soluble dans l'éther, qui peut aussi la laisser cristalliser ; donnant un sulfate neutre en prismes à 4 pans, un chlorhydrate en aiguilles, etc.

La quinine pure est rarement employée en médecine ; on ne l'administre généralement qu'à l'état de sulfate. Il n'en est pas de même de la *quinine brute*, qui d'après M. Trousseau, pourrait avantageusement être donnée dans tous les cas où l'on administre le sulfate de quinine. (*Voyez* ci-après l'histoire thérapeutique de ce sel.)

Voici le procédé à l'aide duquel on peut obtenir la quinine brute pour l'usage médical : on précipite par la chaux les décoctions acides de quinquina jaune ; le précipité lavé et desséché exactement est ensuite traité par l'alcool bouillant qui lui enlève la quinine et la cinchonine qu'il renferme, beaucoup de matière colorante et une certaine quantité de carbonate et de sulfate calcinés. La liqueur alcoolique soumise à la distillation et à l'évaporation, laisse pour résidu un mélange de toutes ces substances. On traite ce mélange par l'alcool froid à 28° ou 30° qui le dissout incomplètement, de telle sorte que si l'on filtre la solution, on obtient d'une part, sur le filtre, du sulfate et du carbonate de chaux, une matière colorante devenue insoluble, et une partie de la cinchonine qui est moins soluble que la quinine dans l'alcool faible et froid. D'un autre côté le liquide alcoolique renferme toute la quinine, une partie de la cinchonine et une matière colorante qui lui donne une couleur d'un brun foncé ; ce dernier produit constitue la *quinine brute* proprement dite. — Elle se présente sous la forme d'une masse résineuse, cassante, translucide quand elle est en lames minces ; elle se ramollit très-promptement sous la dent ou sous les doigts, sa poudre a la couleur de celle du jalap, *sa saveur est à peine amère* ; si on l'abandonne dans l'eau faiblement alcoolisée, elle s'hydrate, prend un aspect grenu, et une couleur beaucoup moins foncée. Elle se dissout facilement dans l'alcool et dans les acides, et si on traite par le charbon animal la dissolution qu'elle forme avec ceux-ci, elle fournit un mélange, presque incolore, de sels de quinine et de cinchonine. (F. Boudet, *Journal des conn. médico-chirurg.*, t. 2 p. 79.)

Le *sulfate neutre de quinine* est en médecine l'objet d'une consommation assez considérable ; on a donc dû chercher un procédé économique pour le préparer. Voici celui qui est maintenant généralement suivi. — On fait bouillir pendant une demi-heure un kilog. de quinquina jaune en poudre dans 8 kilog. d'eau acidulée par 50 grammes d'acide chlorhydrique ; on passe la liqueur à travers une toile, et l'on traite le résidu par une nouvelle quantité d'eau acidulée afin de l'épuiser de quinine. On réunit les décoctions, et lorsqu'elles sont refroi-

dies, on y projette par petites portions 150 grammes de chaux vive, en ayant soin de favoriser le mélange par l'agitation. Au bout de peu de temps, la liqueur qui était jaune-rougeâtre, passe au gris foncé; il se forme un précipité gris-rougeâtre, qui doit être recueilli sur une toile et lavé à l'eau froide. Le liquide dans lequel ce précipité s'est formé contient encore de la quinine et de la cinchonine que l'on précipite et que l'on recueille de la même manière; on réunit le nouveau dépôt au premier, on les fait égoutter, et, lorsqu'ils sont secs, on les met à plusieurs reprises en digestion à la température de + 60° dans de l'alcool à 36 degrés de concentration. — On filtre, et on distille au bain-marie, jusqu'à ce que l'on ait retiré les trois quarts de l'alcool employé; il reste alors dans la cornue une *matière brune visqueuse* très-riche en quinine, et surnagée par un *liquide louche* très-alcalin et très-amer. — On fait bouillir la matière brune visqueuse avec de l'acide sulfurique très-étendu d'eau, et en quantité convenable pour saturer la base, et on la transforme presqu'entièrement en sulfate blanc et soyeux. Quant au liquide louche, qui renferme de la quinine, de la cinchonine, de la chaux et une matière grasse, on le sature par de l'acide sulfurique, on l'évapore jusqu'aux deux tiers, puis on y ajoute un peu de charbon animal, on le fait bouillir pendant quelques instants, on le réduit convenablement et on le filtre; par le refroidissement le sulfate de quinine cristallise. Le sulfate de cinchonine, beaucoup plus soluble que le sulfate de quinine, reste dans les eaux-mères (*voyez* CINCHONINE, page 310).

Ce procédé ne diffère de celui de M. Henry fils que par la substitution de l'acide chlorhydrique à l'acide sulfurique, pour épuiser le quinquina. On peut, à l'aide de ce moyen, retirer 32 grammes de sulfate de quinine d'un kilog. de bon quinquina jaune.

Propriétés. Le sulfate neutre de quinine cristallise en aiguilles nacrées ayant l'aspect de l'amiante; il est très-amer, peu soluble dans l'eau froide, un peu plus soluble dans l'eau bouillante; l'éther le dissout à peine, tandis que l'alcool le dissout très-bien. — Chauffé à une température de + 100°, il devient lumineux, surtout lorsqu'on le frotte légèrement, et qu'il est pur et sec (Cullaud); MM. Pelletier et Dumas ont remarqué que dans cette circonstance il était toujours chargé d'électricité vitrée. — Chauffé plus fortement, il entre en fusion comme de la cire; il s'effleurit facilement à l'air. — D'après M. Baup, le sulfate de quinine cristallisé est formé de 76, 272 de quinine, 8, 474 d'acide sulfurique et 15, 254 d'eau; lorsqu'il est effleuri, il est composé de 86, 12 de base, 9, 157 d'acide et 4, 31 d'eau.

Le sulfate de quinine est quelquefois *falsifié* dans le commerce par du sulfate de chaux, de la magnésie, du sucre, de la mannite, de la stéarine ou de la coloquinte. La magnésie et le sulfate de chaux peuvent être reconnus en traitant le mélange par l'alcool bouillant qui ne dissout que le sulfate de quinine. — Pour reconnaître la présence du sucre, on dissout le mélange dans de l'eau un peu acidulée, on précipite la quinine par le carbonate de potasse, on filtre et on évapore; le résidu de cette évaporation, formé de sulfate de potasse et de sucre, doit être traité par l'alcool qui ne dissout que ce dernier. — La mannite peut être reconnue par l'eau froide qui la dissout, sans attaquer le sulfate de quinine. — Enfin la stéarine et la coloquinte peuvent être séparées par l'eau aiguisée d'acide sulfurique, qui dissout le sulfate de quinine, et laisse les autres substances insolubles.

Usages du sulfate de quinine. Ce sel jouit de toutes les propriétés toniques et fébrifuges des écorces qui le fournissent; on l'administre dans la plupart des cas où l'on employait autrefois le quinquina en substance; il peut en effet le remplacer avec beaucoup d'avantage, excepté dans le traitement de l'empoisonnement par l'émétique, et dans les circonstances où la poudre de cette écorce est appliquée à l'extérieur, comme dans le pansement des ulcères atoniques, de la pourriture d'hôpital, etc. Il doit généralement être préféré au quinquina, car il est beaucoup plus actif, et il possède une action bien plus certaine que cette écorce; il produit en outre, à la dose de quelques grains, les mêmes effets que plusieurs gros de cette substance. Enfin, à l'aide de ce sel, il est possible de connaître exactement la dose de la substance *active* que l'on emploie; et cette connaissance est d'autant plus importante que les écorces que l'on trouve dans le commerce sous le nom de *quinquina* sont souvent de mauvaise qualité, et ne contiennent fréquement qu'une quantité très-faible de quinine et de cinchonine, sans que l'exa-

men le plus attentif puisse le faire reconnaître. — On administre le sulfate de quinine à la dose de 2 à 15 grains en pilules, ou en dissolution dans de l'eau légèrement acidulée par l'acide sulfurique. C'est surtout contre les fièvres intermittentes simples et pernicieuses qu'on l'emploie. M. Sandras l'a administré avec succès contre certaines hémorrhagies intermittentes.

D'après M. Trousseau, le sulfate de quinine donné à dose fébrifuge, c'est-à-dire à 12 ou 15 grains dans un jour, provoque souvent de la diarrhée ; dans ce cas il n'est pas absorbé, et ne guérit pas la fièvre ; on peut obvier à cet inconvénient en l'associant à l'opium, le diascordium ou le sous-azotate de bismuth. Mais, si l'on est forcé de continuer l'usage de ce médicament pendant une quinzaine de jours, il occasionne des douleurs d'estomac quelquefois très-persistantes. Enfin son amertume est excessive, et ne peut être que difficilement déguisée, de sorte qu'il est souvent impossible de le faire prendre aux enfants. Ces inconvénients ont engagé M. Trousseau à remplacer dans un grand nombre de cas le sulfate de quinine par la *quinine brute*, qui offre tous les avantages de ce sel, sans en avoir l'amertume, et sans produire la diarrhée et les douleurs d'estomac ; la quinine brute se ramollit facilement dans les doigts, et peut être roulée en pilules aussi petites que l'on veut ; on jette ces pilules dans les potages des enfants qui les avalent sans s'en apercevoir. Quand elle est vieille, elle devient cassante comme la résine, et on peut la réduire en poudre : celle-ci est mêlée à une cuillerée de potage, de confiture, de sirop, etc., et se prend sans que le malade sente de l'amertume. Les vertus fébrifuges de ce médicament sont les mêmes que celles du sulfate ; toutefois il peut être donné à moindre dose que ce sel, dans les proportions de 7 à 10.

Sabadilline.

Cet alcali, découvert en 1833 par M. Couerbe, existe dans les graines de cévadille (*veratrum sabadilla*), dans la racine d'ellébore blanc (*veratrum album*), dans les bulbes de certains colchiques, etc. ; il y accompagne la *vétratrine* et quelques autres principes (*voyez* plus loin). La sabadilline cristallise en hexaèdres groupés sous forme d'étoiles ; elle est blanche, très-âcre, assez soluble dans l'eau chaude, très-soluble dans l'alcool, insoluble dans l'éther, fusible à + 200°. Sa formule est $H^{26} C^{20} Az^2 O^5$.

Résini-gomme de sabadilline.

Cette substance, que M. Couerbe a aussi découverte en 1833, et qu'il a désignée sous le nom de MONO-HYDRATE DE SABADILLINE, existe également dans les graines de cévadille. Elle est rougeâtre, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool ; elle peut saturer les acides et former des sels incristallisables. Sa composition peut être représentée comme résultant de l'union d'un atome de sabadilline anhydre et d'un atome d'eau.

Sanguinarine.

Elle a été découverte dans la racine du *sanguinaria canadensis*. Cet alcali a été peu étudié.

Solanine.

M. Desfosses a découvert cette substance en 1821, dans les baies de morelle noire (*solanum nigrum*) ; depuis on l'a trouvée dans plusieurs autres espèces de solanum ; elle y existe à l'état de combinaison avec l'acide malique. — On l'obtient en versant de l'ammoniaque dans le suc filtré des baies de morelle, recueillant sur un filtre le précipité grisâtre qui se forme, lavant ce précipité et le traitant par l'alcool bouillant qui dissout la solanine et la laisse précipiter par le refroidissement. — Elle est blanche, pulvérulente, opaque et quelquefois nacrée, inodore, très-amère, fusible un peu au-dessus de + 100°, décomposable à une température plus élevée ; elle est très-peu soluble dans l'eau froide, l'éther, l'huile d'olive et l'huile essentielle de térébenthine, très-soluble dans l'alcool. Elle ramène au bleu le papier de tournesol rougi, sature les acides et forme avec eux des sels amers peu ou point cristallisables. D'après M. Blanchet, sa formule est $H^{68} C^{42} Az O^{14}$.

La solanine agit à la manière de l'opium ; elle provoque le sommeil et le vomissement ; elle est moins calmante et plus émétique que les préparations opiacées.

Strychnine.

La strychnine a été découverte, en 1818, par MM. Pelletier et Caventou,

dans la noix vomique (*strychnos nux vomica*), dans la fève de saint Ignace (*strychnos Ignatia*), dans le bois de couleuvre (*strychnos colubrina*) et enfin dans l'upas-tieuté; elle y est en combinaison avec l'acide strychnique. Elle est presque toujours accompagnée d'une quantité plus ou moins grande de brucine, surtout dans la fève de saint Ignace.

Pour obtenir la strychnine, on soumet, à plusieurs reprises, la noix vomique à l'action de l'eau, en vases clos; on obtient de cette manière une liqueur qui contient du strychnate acide de strychnine, une substance gommeuse, une matière grasse et un principe colorant; on concentre la décoction et on la traite par un léger excès de chaux pulvérisée qui s'empare de l'acide strychnique, et donne lieu à la formation d'un dépôt épais et gélatineux, composé de strychnate de chaux, de strychnine et de la chaux en excès. Ce dépôt doit être lavé, séché, puis traité à chaud par l'alcool à 38 degrés, qui ne dissout que la strychnine, la substance grasse et un peu de matière colorante. On filtre, on distille la solution alcoolique pour la concentrer, et lorsque cette solution est amenée à l'état d'un sirop clair, on la délaie dans un peu d'alcool froid qui précipite une poudre grasse, d'un blanc mat: c'est de la strychnine unie à un peu de matière colorante; on la lave jusqu'à ce que celle-ci soit enlevée, et on la dissout dans de l'alcool bouillant qui la laisse cristalliser par refroidissement.

Propriétés. La strychnine se présente sous forme de très-petits cristaux qui paraissent être des prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces surbaissées; elle est blanche, extrêmement amère, soluble dans 6,667 parties d'eau à zéro, et dans 2,500 parties d'eau bouillante; elle est plus soluble à chaud, dans l'alcool à 0,835. L'alcool anhydre ne la dissout pas; il en est de même des huiles fixes, des graisses et des éthers; les huiles essentielles la dissolvent à chaud. Traitée par l'acide azotique, la strychnine est rougie lorsqu'elle contient de la brucine ou une matière jaune dont il est difficile de la débarrasser entièrement. Lorsqu'on la fait chauffer avec une solution d'acide iodique, elle se colore en rouge-vineux, et finit par laisser déposer des cristaux incolores d'iodate de strychnine. Elle est formée, d'après MM. Pelletier et Dumas, de 6,54 d'hydrogène, 78,22 de carbone, 8,92 d'azote et 6,38 d'oxygène.

La strychnine s'unit facilement aux acides et forme avec eux des sels cristallisables. — Cette substance est le principe actif de la noix vomique; elle en a toutes les propriétés, mais elle agit à dose beaucoup plus petite. A la dose d'un quart de grain à un demi-grain, elle donne lieu, chez les chiens de moyenne taille, à des contractions spasmodiques très-violentes, à de véritables accès de tétanos, qui sont séparés par des intervalles de relâchement plus ou moins longs, et qu'on peut reproduire à volonté en touchant légèrement l'animal. Si la quantité est un peu plus considérable, elle donne la mort, soit par asphyxie, en empêchant les muscles inspirateurs de faire leurs fonctions, soit en agissant d'une manière particulière sur le système nerveux. Elle paraît porter son action sur la moelle épinière seulement. On a profité de cette propriété de la strychnine pour combattre certaines paralysies indépendantes d'une lésion du cerveau; on la donne en pilules, à la dose de $\frac{1}{12}$ à $\frac{1}{8}$ de grain. — D'après M. Magendie, le sulfate, l'azotate et le cyanhydrate de strychnine agissent avec plus d'énergie que la base.

VÉRATRINE.

La vératrine a été découverte, en 1819, par MM. Pelletier et Caventou; elle existe dans les graines de cévadille (*veratrum sabadilla*), dans les racines d'ellébore blanc (*veratrum album*), et dans les bulbes des colchiques. Elle y est accompagnée de sabadilline, de résini-gomme de sabadilline, et de vératrin (Couerbe). — Pour préparer la vératrine, on emploie un procédé tout-à-fait semblable à celui qui sert à la préparation de la *delphine*. On soumet les graines de cévadille pulvérisée à l'action de l'alcool pour les épuiser; la solution alcoolique est évaporée, et l'extrait qui en provient est traité à chaud par l'eau aiguisée d'acide sulfurique; la dissolution sulfurique est filtrée et précipitée par la potasse ou l'ammoniaque; le précipité est dissous dans l'alcool bouillant et décoloré par le noir animal; cette seconde solution alcoolique est à son tour évaporée, et l'extrait qu'elle fournit est dissous dans l'acide sulfurique très-étendu, et traité par quelques gouttes d'acide azotique qui en sépare une matière noire et poisseuse (*voyez* DELPHINE, page 312). — Après

avoir séparé la dissolution sulfurique de cette matière noire, on la décompose par la potasse qui y forme un précipité composé de *vératrine*, de *sabadilline*, de *résini-gomme de sabadilline* et de *vératrin*. On traite ce précipité par l'eau bouillante, qui dissout la sabadilline et la résini-gomme, et les laisse déposer par le refroidissement, savoir : la sabadilline sous forme de cristaux, et la résini-gomme sous celle de gouttelettes huileuses qui viennent nager à la surface à mesure que l'on évapore. — La portion du précipité qui n'a pas été dissoute par l'eau bouillante doit être traitée par l'éther pur, qui dissout la vératrine et la laisse déposer par évaporation spontanée ; quant au résidu qui n'a pas été dissous par l'éther, il est principalement formé de vératrin ; en le traitant par l'alcool, on dissout ce principe, qui peut ensuite être séparé par évaporation.

Propriétés. La vératrine se présente sous forme d'une masse blanchâtre, incristallisable et résineuse ; elle est inodore, d'une saveur très-âcre, fusible à + 115°, soluble dans 1000 parties d'eau bouillante, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther ; elle ramène au bleu le papier de tournesol rougi ; elle sature les acides et forme avec eux des sels qui peuvent cristalliser. Traitée par l'acide azotique, elle acquiert une couleur rouge et passe ensuite au jaune ; l'acide sulfurique lui communique successivement les couleurs jaune, rouge de sang et violette. — Sa formule est $H^{43} C^{34} Az^{2} O^{6}$. — Cette substance provoque de violents éternuments lorsqu'on l'applique sur la membrane pituitaire ; elle est le principe le plus actif des végétaux qui la contiennent.

Violine.

M. Boullay a découvert, dans la *violette odorante*, un principe alcaloïde qui se rapproche beaucoup de l'émétine, et auquel il a donné le nom de *violine*.

CHAPITRE IV.

Principes immédiats neutres ; c'est-à-dire dans lesquels l'oxygène et l'hydrogène se trouvent dans le même rapport que dans l'eau.

Dans l'état actuel de la science, on peut ranger dans cette classe l'amidine, l'arabine, la bassorine, la cérasine, la fécule, l'inuline, la lichénine, le ligneux, la populine, la salicine et les diverses espèces de sucres.

Amidine.

M. Th. de Saussure a donné ce nom à un principe qui se forme pendant la décomposition spontanée de l'empois que l'on abandonne à une température de + 20° à + 25°. — Suivant M. Raspail, l'amidine existe dans l'empois avant sa fermentation, et n'est autre chose que la réunion des téguments lisses des grains d'amidon (*voyez* Fécule.)

Arabine.

L'arabine est un principe gommeux qui forme la plus grande partie de la gomme arabique et de la gomme du Sénégal : elle entre aussi dans la composition de la gomme adragante, de la gomme de Bassora et de celle qui exsude de l'abricotier, de l'amandier, du cerisier, du pêcher et du prunier. — Cette substance est solide, transparente, incolore, sans saveur, sans odeur, friable lorsqu'elle est bien sèche, inaltérable à l'air sec, soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool. La solution aqueuse ne peut fournir de cristaux ; elle est précipitée par le sous-acétate de plomb. La cassure de l'arabine est vitreuse lorsqu'elle est desséchée ; sa section est cornée quand elle est humide ; exposée à l'action d'une température de + 150° à + 200°, elle se ramollit et peut être tirée en fils. Traitée par l'acide sulfurique, l'arabine forme une liqueur sirupeuse, qui peut fournir des cristaux grenus et sucrés. L'acide azotique la transforme en acides mucique et oxalique. — La formule de l'arabine paraît être $H^{20} C^{24} O^{8}$.

Bassorine.

C'est une substance gommeuse qui existe dans la gomme de Bassora et dans la gomme adragante ; on la prépare en épuisant la gomme de Bassora par l'eau froide, et desséchant le résidu au bain-marie ; c'est ce résidu qui constitue la bassorine. — Elle est solide, demi-transparente, incolore, incristallisable, sans saveur, sans odeur, insoluble dans l'eau qu'elle absorbe en se ramollissant et augmentant beaucoup de volume, insoluble dans l'alcool ; les acides azotique et sulfurique agissent avec elle comme avec l'arabine. — Sa formule est $H^{22} C^{20} O^{11}$.

Cérasine.

La cérasine est encore un principe immédiat gommeux qui fait partie de la gomme fournie par le cerisier, l'abricotier, l'amandier, le pêcher et le prunier. On la prépare en épuisant la gomme de cerisier par l'eau froide : le résidu n'est autre chose que la cérasine ; il est nécessaire de le dessécher au bain-marie. Ses propriétés sont presqu'identiques à celles de la bassorine ; lorsqu'on la soumet pendant plusieurs heures à l'action de l'eau bouillante, elle se transforme en arabine ; sa composition diffère à peine de cette dernière, avec laquelle elle paraît être isomère.

Fécule amilacée ou amidon.

Jusqu'en 1828, personne n'avait contesté que l'amidon fût un principe immédiat. A cette époque, M. Raspail, s'appuyant sur de belles recherches microscopiques, établit que l'amidon n'était pas un principe, mais un produit, dont il était possible de retirer, sans le décomposer, deux matières parfaitement distinctes. Selon cet habile chimiste, l'amidon est formé de vésicules composées elles-mêmes d'un tégument extérieur, espèce de sac sans ouverture, insoluble, imperméable et enveloppant de toutes parts une matière gommeuse soluble. — On fit d'abord peu attention au mémoire de M. Raspail ; mais une foule de chimistes se jetèrent sur ses traces lorsque M. Biot eut appliqué la polarisation circulaire à la distinction de certains principes immédiats ; les travaux qui se succédèrent alors se confirmèrent ou se renversèrent successivement. Aujourd'hui ce sont les opinions de M. Payen qui paraissent le plus généralement adoptées. — Ce chimiste a replacé l'amidon au rang des principes immédiats : il a bien reconnu l'existence des deux parties qui composent les vésicules ; mais il paraît avoir constaté que le tégument externe n'est qu'une condensation de la matière intérieure à laquelle il a donné le nom d'*amidone*. — Il a établi que la partie tégumentaire de la fécule (*amidone condensée*) ne formait que les trois millièmes de l'amidon. Il a reconnu, autour de ce tégument, la présence d'une sorte d'huile essentielle non acide dont on peut la débarrasser, et qui augmente sa résistance à l'action des différents dissolvants. — Certaines variétés d'amidon ne sont pas disposées en vésicules, et par conséquent ne présentent pas de membrane tégumentaire.

Etat naturel de la fécule. La fécule fait partie des graines des graminées et des légumineuses ; on la trouve aussi dans les marrons, les châtaignes, les pommes de terre, la moelle de plusieurs palmiers, les racines d'arum, de bryone, d'orchis, de jatropha, etc.

Préparation. Lorsque la fécule n'est pas mêlée à du gluten, on peut l'extraire, en divisant les parties de plantes qui la contiennent, et les lavant à grande eau sur un tamis : ce liquide dissout tous les principes solubles à froid, et entraîne la fécule qu'il laisse déposer par le repos. C'est ainsi que l'on prépare la fécule de pommes de terre, celle que fournit la moelle de certains palmiers (*sagou*), celle de l'arum, de la bryone, etc. La fécule des tubercules d'orchis (*salep*), se prépare en mettant pendant quelques instants ces tubercules dans de l'eau bouillante qui les prive d'un principe amer, puis en desséchant et pulvérisant le résidu.

L'amidon de froment et d'orge est mêlé, dans ces graines, à du gluten, du sucre, de l'albumine et quelques sels. On le débarrasse de ces différents principes à l'aide de la fermentation et des lavages. Voici le procédé dont les amidoniers de Paris se servent ordinairement. — Ils commencent par moudre très-grossièrement l'orge et le blé sans séparer le son de la farine ; ils mettent ensuite ce mélange dans de grandes cuves avec une certaine quantité d'eau, à laquelle ils ajoutent un peu d'une *eau sure* que Vauquelin a trouvée composée d'eau, d'acide acétique, d'alcool, d'acétate d'ammoniaque, de phosphate de chaux et de gluten. La masse entre peu à peu en mouvement, et se recouvre d'une couche plus ou moins épaisse de moisissure. Voici ce qui se passe dans cette opération. La farine est composée de fécule, d'une petite quantité de gluten, de sucre, d'albumine et de quelques sels parmi lesquels se trouve du phosphate de chaux. Le sucre entre en fermentation en présence du gluten, et donne naissance à de l'acide carbonique qui se dégage, et à de l'alcool qui reste dans la liqueur et ne tarde pas à passer à l'état d'acide acétique. Quant au gluten, il se putréfie et donne de l'ammoniaque. Cet alcali s'unit à une portion de l'acide acétique et forme de l'acétate d'ammoniaque ; enfin une autre partie

de l'acide acétique réagit sur le phosphate de chaux, et le fait passer à l'état de phosphate acide soluble. Au bout de 20 à 30 jours environ, tout le gluten est décomposé ; on enlève alors la couche de moisissure, et on décante la liqueur. C'est à celle-ci, qui contient tous les principes solubles, que l'on donne le nom d'*eau sûre*. Le dépôt est formé de fécule et de son : on le lave par décantation, on le délaie dans l'eau, et on verse le tout dans un tamis de crin qui est placé sur un tonneau : la fécule et le son le plus fin passent à travers le tamis, tandis que le son le plus grossier est arrêté sur celui-ci. On agite ensuite la liqueur qui contient la fécule et le son, et on la laisse reposer : le son et la fécule ne tardent pas à se déposer au fond du vase, mais en se séparant et en formant deux couches dont la supérieure est composée par le son. On décante le liquide, puis on enlève la couche de son avec une pelle ; on répète cette opération jusqu'à ce que la fécule soit pure, et l'on procède enfin à la dessication. Pour cela on moule l'amidon dans des paniers d'osier garnis d'une toile qui ne doit pas y être adhérente ; lorsque les paniers sont remplis, on les porte au grenier, on les renverse sur une aire en plâtre, on ôte la toile qui recouvre les blocs d'amidon, on rompt ceux-ci avec la main, on les expose à l'air pendant plusieurs jours, et enfin on termine l'opération en les faisant sécher à l'étuve, après en avoir raclé la surface.

Propriétés. La fécule pure est blanche, pulvérulente, cristalline, insipide, inodore, d'une densité spécifique de 1, 53. Lorsqu'on l'expose à l'action du calorique en vases clos, elle se décompose à la manière des substances végétales non azotées. L'air sec ne lui fait subir aucune altération, l'air humide la fait gonfler, par suite de l'absorption d'une petite quantité de vapeur d'eau. Elle est insoluble dans l'eau froide ; mais elle se dissout très-bien dans l'eau bouillante lorsqu'elle a été un peu torréfiée ; il est vrai qu'elle se trouve alors un peu modifiée dans ses propriétés, et qu'elle n'est plus formée des mêmes proportions élémentaires. Lorsqu'on abandonne au contact de l'air un mélange d'eau et de fécule, cette dernière s'altère, et l'eau devient acide ; nul effet n'est produit si l'eau est privée d'air et si le mélange est soustrait à l'influence de ce gaz. — Quand on traite la fécule par l'eau bouillante, et qu'on abandonne ensuite la liqueur à elle-même, elle se prend en gelée par le refroidissement : c'est à cette gelée que l'on donne dans les arts le nom d'*empois*. Voici, d'après M. Raspail, ce qui se passe dans cette circonstance : l'*amidone* se gonfle en s'hydratant de plus en plus ; le tégument, ne pouvant se prêter à ce gonflement, finit par se rupturer et par donner une issue à l'amidone : celle-ci sort en proportion d'autant plus considérable qu'il y a une plus grande quantité d'eau ; les téguments augmentent considérablement de volume, restent en suspension dans le liquide, et finissent par se précipiter au fond du vase, si l'eau est en excès : dans le cas contraire, ils s'agglutinent et forment des couches tremblantes qui épaississent le liquide, le rendent opalin, et constituent l'empois. — D'après les observations de M. Payen, la consistance de l'empois varie suivant que l'action de l'eau chaude a été rapide ou lente ; ainsi 15 grammes de fécule, mis en contact avec de l'eau que l'on avait chauffée graduellement jusqu'à + 100°, ont fourni un empois qui n'avait pas plus de consistance que celui qui avait été préparé en chauffant rapidement 10 grammes de fécule dans la même quantité d'eau.

L'action de l'eau bouillante sur la fécule fournit un moyen de préparer l'amidone : il suffit en effet de faire bouillir pendant quelques minutes cent parties d'eau sur une partie de fécule, en agitant continuellement le mélange. On filtre ensuite la liqueur à travers un double papier, pour séparer les téguments, puis on évapore rapidement, et l'on dessèche l'amidone en couches minces. Elle se présente alors sous forme de plaques diaphanes, élastiques, tenaces, incolores, insipides. D'après M. Payen, l'eau froide ne dissout pas l'amidone, lors même que l'on broie cette substance : cependant le liquide filtré contient une quantité notable de cette substance, tout en conservant sa transparence ; l'eau chauffée entre + 65° et + 100° ne la dissout qu'en apparence : si on évapore ce liquide, il devient de plus en plus sirupeux, et finit par abandonner l'amidone en plaques avec toutes ses propriétés. Voici comment M. Payen a prouvé que l'amidone ne se dissolvait pas dans l'eau, contrairement à l'opinion de M. Raspail. 1° Des mélanges d'une partie de fécule, avec 25, 50, 100 ou 1000 fois leur poids d'eau, que l'on fit chauffer à + 70° ou à + 100°, fournirent des liquides qui étaient trans-

parents après avoir été refroidis et filtrés. Ces liquides, exposés à un abaissement de température de quelques degrés au-dessous de glace, se troublèrent, entrèrent en congélation et laissèrent déposer, après le dégel, une grande partie de l'amidone. Soumis à une évaporation dans le vide, les mêmes liquides laissèrent déposer une nouvelle quantité d'amidone : celle-ci fut séparée et lavée à l'eau froide ; cette eau de lavage, concentrée à son tour dans le vide, laissa aussi déposer l'amidone : enfin, à l'aide de ces opérations, il fut possible d'obtenir toute l'amidone que l'eau paraissait avoir dissoute, et qui n'était qu'en suspension dans ce liquide. — 2° En faisant congeler les magmas gélatineux d'empois qui restent sur les filtres, quand on a traité l'amidone par l'eau chaude pour obtenir les liqueurs transparentes dont il vient d'être fait mention, on observe que l'amidone se contracte comme dans le cas précédent, et que la majeure partie de l'eau est mise en liberté ; on peut alors exprimer ces magmas comme des éponges. — Revenons maintenant à la fécule.

Lorsqu'on abandonne à la température de + 20° à + 25°, au contact de l'air, ou à l'abri de ce gaz, de l'empois préparé en faisant bouillir 12 parties d'eau sur une partie d'amidon, il y a, d'après M. Th. de Saussure, décomposition et formation : 1° d'une matière sucrée analogue au sucre de raisin ; 2° d'une substance gommeuse semblable à de l'amidon torréfié ; 3° de ligneux mêlé de charbon ; 4° de ligneux amilacé ; 5° d'une substance à laquelle ce chimiste a donné le nom d'*amidine*, et que M. Chevreul désigne sous le nom d'*amidin* ; 6° d'une matière résineuse molle ; ces différentes substances sont mêlées à de l'amidon non décomposé. D'après M. Collart de Martigny, il se forme encore pendant cette décomposition de l'ammoniaque et un acide fixe analogue à l'acide lactique. — M. Raspail, au lieu d'adopter ces résultats, admet au contraire qu'une partie du sucre que l'on obtient dans cette opération existait toute formée et adhérente à la surface des grains d'amidon ; une autre partie du sucre se forme par suite de l'action que le gluten exerce sur la fécule ; si l'on se sert d'empois de pommes de terre qui ne contient pas de gluten, cette portion de sucre ne se développe pas. Suivant le même chimiste, l'amidine n'est autre chose que l'agglomération des téguments lisses des grains d'amidon ; elle existe donc dans l'empois non fermenté. Le ligneux amilacé est formé par l'action de l'acide sulfurique et de la potasse employée par M. de Saussure dans l'analyse du produit de la fermentation : il n'est donc pas dû à celle-ci ; il en est de même du ligneux mêlé de charbon. Quant à la résine, M. Raspail admet qu'elle existe toute formée dans l'amidon de froment, et qu'on ne l'obtient pas en faisant fermenter l'empois de pommes de terre. Enfin l'amidon non décomposé provient d'un certain nombre de grains intègres qui ont été protégés contre l'action de l'eau bouillante, par une couche de téguments lisses, soudés autour d'eux.

Suivant M. Th. de Saussure, l'acide sulfurique peut s'unir à l'amidon et former un composé cristallisable, que l'on obtient en prenant de l'acide sulfurique étendu de 12 fois son poids d'eau, dissolvant, à l'aide d'une douce chaleur, l'amidon dans 40 foids son poids de cet acide affaibli, et versant, de l'alcool dans la dissolution : il se forme alors un précipité qui est formé par un mélange du composé cristallisable dont il s'agit, d'eau, d'amidon et d'acide sulfurique. On lave ce précipité avec de l'alcool pour enlever l'excès d'acide, et on verse sur le résidu un peu d'eau qui dissout le composé et le laisse cristalliser par concentration. — Les observations microscopiques de M. Raspail semblent prouver que ce prétendu composé cristallisable, n'est autre chose qu'un *mélange* de téguments lisses, d'acide sulfurique et d'amidone coagulée par l'alcool.

Sucre d'amidone. Lorsqu'on fait bouillir pendant long-temps un mélange d'eau, d'amidon et d'une certaine quantité d'acide sulfurique concentré, on transforme tout l'amidon en un sucre fermentescible, analogue à celui du raisin. La découverte de ce curieux résultat est dû à M. Kirchoff. Voici le procédé que l'on peut suivre pour obtenir le sucre d'amidon : on prend 2 kilogrammes de fécule de pommes de terre, on les délaie dans 8 kilogrammes d'eau aiguisée de 40 grammes d'acide sulfurique. On fait bouillir le mélange, pendant environ 36 heures, dans une bassine d'argent ou de plomb, en l'agitant avec une spatule de bois pendant la première heure ; après quoi la masse, devenant plus liquide, n'a plus besoin d'être remuée que de temps en temps ; on a soin de remplacer l'eau à mesure qu'elle s'évapore. Lorsque l'ébul-

lition a été suffisamment prolongée, on ajoute à la liqueur de la craie et du charbon, on la clarifie ensuite au blanc d'œuf, puis on filtre à travers une chausse de laine, et on la concentre jusqu'en consistance sirupeuse. Si on laisse alors refroidir la liqueur, il s'en précipite la plus grande partie du sulfate de chaux, dont on la sépare au moyen de la décantation ; on achève ensuite l'évaporation. — Plus la quantité d'acide sulfurique est considérable, et moins il faut laisser bouillir l'amidon pour le transformer en sucre (Vogel); suivant M. Persoz, deux heures suffisent, lorsqu'on soumet à l'ébullition 1390 grammes d'eau, 120 grammes d'acide sulfurique et 500 grammes de fécule de pommes de terre.

Lorsqu'on veut préparer le sucre de fécule en grand, voici, d'après MM. Barruel et Orfila, le procédé que l'on peut suivre. — « Comme l'acide sulfurique exerce une action corrodante ou dissolvante sur les métaux avec lesquels on construit ordinairement les chaudières, surtout à l'aide de la chaleur, et avec le contact de l'air, il a fallu nécessairement, pour opérer en grand, imaginer des appareils qui fussent à l'abri de l'action dont il vient d'être fait mention, et qui exigeassent pour leur construction une mise de fonds peu considérable. — Si, par exemple, on se proposait de ne travailler que sur un quintal de fécule à la fois, une fontaine de grès, de la contenance de 4 à 5 voies d'eau, serait suffisante; mais si, comme cela est plus avantageux, on veut opérer sur plusieurs quintaux de fécule, et même sur des milliers à la fois, on ne peut employer à cet effet qu'une cuve en bois. Comme la saccharification de la fécule ne s'exécute bien et promptement qu'à la faveur d'une ébullition vive, et continuée pendant plusieurs heures, et que les douves de la cuve, quelque épaisseur qu'elles aient, ne tardent pas à être ramollies par l'effet réuni de l'eau bouillante et de l'acide sulfurique, bien que celui-ci soit très-dilué, il est indispensable de doubler l'intérieur de cette cuve avec du plomb laminé, de l'épaisseur d'une ligne.—La forme de cette cuve n'est point indifférente : l'expérience a appris que la forme d'un cône tronqué était préférable à toutes les autres; le plus grand diamètre doit être en haut ; le plus petit, celui du fond, en bas, ne doit pas avoir au-delà de deux pieds et demi à trois pieds. — C'est dans cette cuve que la fécule est transformée en sucre; l'ébullition y est produite par un courant rapide et non interrompu de vapeur, que l'on y amène, jusqu'au fond, à l'aide d'un tube en plomb, divisé à son extrémité en trois branches, percées de chaque côté de petits trous d'une ligne de diamètre, qui sont destinés à donner issue à la vapeur. — Celle-ci est produite par un bouilleur suffisamment grand; elle doit avoir une tension au moins de deux atmosphères, et pouvoir être amenée à volonté et en proportions déterminées, à l'aide d'un robinet qui s'ouvre plus ou moins, et qui sert à la supprimer quand la saccharification est terminée.

« On commence par verser dans la cuve 50 parties d'eau, la plus limpide et la meilleure que l'on puisse se procurer. On y ajoute immédiatement 2 parties et demie d'acide sulfurique concentré du commerce, et on fait arriver la vapeur dans le liquide, qui est rapidement porté à l'ébullition ; pendant ce temps, un ouvrier délaie rapidement et le plus exactement possible 100 parties de fécule dans 100 parties d'eau, et pour cela il se sert d'une auge placée un peu au-dessus de la cuve à saccharifier, et convenablement disposée pour manœuvrer facilement; dès que la fécule est réduite en bouillie, et que le mélange de l'eau et de l'acide est en pleine ébullition, l'ouvrier, à l'aide d'une ouverture qu'il débouche, fait écouler graduellement dans la cuve l'amidon délayé, et pendant ce temps, il fournit le plus de vapeur possible. L'amidon, en tombant dans la liqueur bouillante, se prend bientôt en une masse pâteuse, consistante, qui se résout bientôt en un liquide blanchâtre, qui acquiert de plus en plus de la transparence. A dater du moment où toute la masse est en ébullition, il faut continuer celle-ci pendant six heures consécutives et sans ralentissement. Comme cette ébullition doit être toujours très-vive, il est nécessaire, pour éviter les pertes, de laisser dans la cuve un espace vide suffisant pour permettre au bouillon de se développer à la surface de la liqueur sans en projeter au dehors, et comme il faut autant que possible éviter la condensation de la vapeur qui traverse la liqueur et la fait bouillir, la cuve doit être exactement couverte par un corps non conducteur ; ainsi on la ferme avec un faux-fond qui ne laisse qu'un passage au tube qui apporte la vapeur; ce tube est percé d'un trou par où cette vapeur s'échappe;

elle est ensuite portée au-dehors de l'atelier à l'aide d'un conduit que l'on peut faire au moyen de quatre planches étroites, clouées les unes aux autres par leurs angles. — Il faut six heures d'ébullition vive pour saccharifier le plus complètement possible la fécule ; si l'on fait bouillir moins long-temps, on obtient un beau sirop, mais il contient beaucoup de matière gommeuse, et il est beaucoup moins sucré que celui qui a été préparé par une plus longue ébullition. Au surplus, on a un moyen de s'assurer que l'amidon est entièrement converti en sucre, et qu'il ne contient plus de matière gommeuse ; en prenant une petite quantité de la liqueur, et en la traitant par 3 à 4 fois son volume d'alcool ; elle ne doit plus produire de précipité floconneux et comme glaireux, si tout a été transformé en sucre. »

La saccharification de l'amidon étant terminée, on procède immédiatement à la saturation de l'acide sulfurique qui l'a déterminée ; pour cela on suspend presque complètement l'ébullition, en fermant plus ou moins le robinet qui donne passage à la vapeur, et on verse dans la liqueur, par très-petites portions à la fois, une bouillie faite avec de la craie délayée dans un peu d'eau. A chaque addition de cette bouillie, il se produit une vive effervescence qui s'affaisse graduellement et disparaît; c'est pour ce motif qu'il est nécessaire de ne verser la bouillie que par petites fractions à la fois. On reconnaît que l'acide sulfurique est complètement saturé, quand la liqueur n'a plus d'action sur le tournesol, et qu'une dernière addition de craie ne produit plus d'effervescence, bien qu'on ait augmenté l'ébullition en donnant à la liqueur une plus grande quantité de vapeur. — A l'aide d'une soupape, on fait écouler la liqueur dans une cuve cylindrique très-élevée, où elle s'éclaircit et laisse déposer une matière blanche composée de sulfate de chaux et des téguments de la fécule ; on soutire le liquide à l'aide d'un robinet placé à quelques pouces du fond de la cuve, et on procède de suite à son évaporation. Le dépôt est mis dans des sacs pour égoutter, et la liqueur est ajoutée à celle que l'on évapore. — L'évaporation doit être poussée le plus vivement possible, et lorsque la liqueur a acquis environ 20 degrés au pèse-sirop, elle se trouble et laisse déposer du sulfate de chaux. A 28 ou 29 degrés de densité au même instrument, il ne s'en précipite plus. Alors on fait écouler le sirop dans un réservoir élevé et cylindrique, où, par un refroidissement lent, il se dépouille complètement du sulfate de chaux qu'il contenait encore ; mais si on veut l'obtenir parfaitement transparent, on lui fait subir une clarification au moyen de l'albumine ; à cet effet, on délaie exactement, au moyen d'un fouet en osier, 3 œufs par 100 livres de sirop; on porte le mélange à l'ébullition, on écume, et on filtre à travers un blanchet. — Le sirop ainsi préparé est d'une couleur à peine ambrée, d'une limpidité parfaite, et jouit d'une saveur franchement et très-fortement sucrée ; il remplace parfaitement, lorsqu'il est employé en quantité suffisante, le sucre de canne, dans toutes les circonstances où ce dernier doit être dissous. — Pour l'amener à l'état de sucre concret, il faut porter sa cuisson à 35 ou 36 degrés du pèse-sirop, et l'abandonner à lui-même dans un lieu frais; il se concrète en quelques jours sous forme de petits cristaux, qu'on ne peut obtenir en masses compactes et solides qu'en l'exprimant graduellement et fortement, après l'avoir introduit dans des sacs de toile, pour en séparer une portion de sirop qui finit même par se concréter avec le temps » (Orfila, *Eléments de Chimie*, sixième édition).

Que se passe-t-il dans l'action de l'acide sulfurique sur l'amidon? M. Th. de Saussure, qui a analysé comparativement l'amidon et la substance sucrée, et qui s'est assuré : 1° que l'air ne joue aucun rôle dans cette réaction ; 2° qu'il ne se dégage aucun gaz pendant l'opération ; 3° que l'acide sulfurique n'est pas décomposé ; 4° enfin que la proportion de sucre que l'on obtient dépasse en poids celle de l'amidon dans le rapport de 110 à 100, en a conclu qu'une portion de l'eau entrait en combinaison avec la fécule, et que la composition de la matière sucrée pouvait être représentée par les éléments de l'amidon, et de plus par une certaine quantité d'oxygène et d'hydrogène dans les proportions nécessaires pour faire de l'eau ; le même chimiste admet que l'acide sulfurique ne contribue qu'à augmenter la fluidité de la solution aqueuse d'amidon, et par suite à favoriser la réaction. — M. Couverchel, qui assure avoir obtenu moins de sucre qu'il n'avait employé d'amidon, rejette la théorie de M. Th. de Saussure, et pense que, dans cette transformation, la

fécule perd une partie d'oxygène et d'hydrogène dans les proportions nécessaires pour faire de l'eau. Pour que la manière de voir de M. Couverchel pût être admise, il faudrait que la substance sucrée contînt plus de carbone que l'amidon ; or, c'est ce qui n'a pas lieu. — La théorie de la saccharification de l'amidon est encore obscure ; en effet, si, comme l'admet M. de Saussure, les éléments de l'eau se fixaient sur l'amidon, 100 parties de ce principe fourniraient au-delà de 110 parties de sucre. Suivant M. Guérin de Varry, 100 parties d'amidon traité par de l'eau et par 250 parties d'acide sulfurique à 66° ont fourni 91,52 de sucre anhydre, ou 115,10 de sucre hydraté.

Plusieurs acides minéraux et organiques peuvent agir sur l'amidon comme le fait l'acide sulfurique, et saccharifier ce principe végétal ; tels sont les acides oxalique, tartrique, malique (Couverchel), quinique (Henry et Plisson), etc.

MM. Biot et Persoz ont proposé de saccharifier le sucre au moyen de la *diastase*. (La diastase est un principe de l'orge germée.) Il est vrai que de cette manière on obtient bien une matière sucrée, mais cette matière reste mêlée à une grande quantité d'une substance gommeuse que l'on désigne sous le nom de *dextrine*. (*Voyez* plus loin DIASTASE et DEXTRINE.)

Iodure d'amidone. Lorsqu'on triture l'amidon avec de l'iode, ces deux corps s'unissent et forment des combinaisons qui sont violâtres quand l'iode est en petite quantité, bleues quand la proportion de l'iode est un peu plus grande, d'un bleu noir quand elle l'est plus encore. On peut toujours obtenir la belle couleur bleue en traitant l'amidon par un excès d'iode, dissolvant le composé dans la potasse liquide, et précipitant la dissolution par un acide végétal. M. Lassaigne a préparé cet iodure en mêlant la décoction d'amidon avec de l'eau saturée d'iode, évaporant le mélange dans le vide sec et reprenant le résidu par l'eau froide. D'après ce chimiste, l'iodure d'amidone est très-soluble dans l'eau, en abandonnant toutefois quelques flocons bleus. D'après MM. Payen et Persoz, il est au contraire insoluble dans l'eau à toutes les températures intermédiaires entre 0° + 65° ; la liqueur transparente que l'on obtient dans ce cas n'est que de l'eau dans laquelle se trouve distendu l'iodure. — Cette liqueur offre une propriété remarquable : lorsqu'on la chauffe à + 89° ou 90°, elle se décolore, et reprend ensuite sa couleur, par un refroidissement lent ou brusque ; mais si on la fait bouillir pendant deux minutes, elle reste incolore ; dans cette circonstance, M. Lassaigne admet qu'il se forme de l'acide iodhydrique aux dépens de l'hydrogène de l'amidone. La couleur bleue reparaît par l'addition d'une quantité convenable de chlore. Cet iodure est formé, d'après M. Lassaigne, de 58,21 d'amidone, et de 41,79 d'iode. — La propriété que possèdent l'iode et l'amidon de former un composé bleu permet de se servir de ces corps comme de bons réactifs l'un par rapport à l'autre.

Composition de l'amidon. L'amidon est formé, d'après MM. Gay-Lussac et Thénard, de 43,55 de carbone, 6,77 d'hydrogène et 49,68 d'oxygène. Les résultats que MM. Berzélius, Prout, Guérin de Varry ont obtenu chacun de leur côté dans leurs recherches sur la composition élémentaire de la fécule, diffèrent peu de ceux qui ont été annoncés par MM. Gay-Lussac et Thénard. De cette composition, on déduit pour formule atomique de l'amidon $H^{10}\,C^{12}\,O^{5}$.

Usages de l'amidon. L'amidon sert à faire l'empois qui donne de la raideur au linge ; il sert à fabriquer une matière sucrée que l'on emploie souvent pour faire des eaux-de-vie ; c'est le principe le plus abondant de la farine et de plusieurs bulbes ou racines alimentaires. Les différentes espèces de fécules, telles que le *salep*, le *sagou*, le *tapioka*, l'*arrow-root*, la *fécule de pommes de terre*, sont journellement employées comme aliments légers et comme analeptiques, et conviennent très-bien dans les convalescences des maladies, et dans tous les cas où il est nécessaire de nourrir les malades sans fatiguer les organes digestifs.

INULINE.

M. Rose, en faisant des recherches sur les racines d'aunée (*inula helenium*), en a extrait une substance à laquelle M. Thomson a donné le nom d'*inuline*. Cette substance, qui a été étudiée depuis peu par M. Gaulthier de Claubry et M. Raspail, a été rencontrée dans les tubercules de *dahlia*, de *colchicum autumnale*, d'*helianthus tuberosus*, dans les racines du *cichorium intybus*, etc. — On la prépare en faisant bouillir des racines d'aunée dans une assez grande quantité d'eau,

filtrant la liqueur, évaporant celle-ci jusqu'à consistance d'extrait, et traitant cet extrait par l'eau froide, qui en précipite de l'inuline que l'on doit laver à plusieurs reprises par décantation. Il ne s'agit plus ensuite que de dessécher lentement cette substance (Gaulthier de Claubry).

Propriétés. L'inuline ressemble beaucoup à l'amidon ; sa densité est de 1,35 ; elle se dissout dans 50 parties d'eau froide, et paraît soluble en totalité dans l'eau bouillante sans fournir d'empois. Cette solution aqueuse chaude tourne les plans de polarisation à gauche. Traitée par l'iode, l'inuline est colorée en jaune verdâtre ; les acides sulfurique, phosphorique, etc., la transforment en matière sucrée, mais la diastase ne la saccharifie pas. M. Raspail considère l'inuline comme un organe vésiculaire, pulvérulent, blanc, composé d'un tégument lisse, ligneux et d'une matière soluble. Selon ce chimiste, si l'eau bouillante agit sur l'inuline autrement que sur l'amidon, cela dépend de la manière dont on prépare la première de ces substances ; en effet, l'inuline est préparée en faisant bouillir dans l'eau les racines qui la renferment ; or, pendant cette opération, les téguments éclatent et se dépouillent au moins d'une partie de leur substance intérieure soluble, de sorte que l'on n'obtient jamais l'inuline telle qu'elle existait dans les végétaux : d'ailleurs les téguments de cette substance offrent beaucoup de rigidité, et ne sont pas susceptibles d'acquérir un assez grand volume pour donner de l'empois, quand on traite la matière par l'eau bouillante. M. Raspail ne reconnaît qu'une seule différence essentielle entre l'inuline et l'amidon, c'est l'action de l'iode, qui colore la première en jaune-verdâtre, et le second en bleu.

Lichénine.

La lichénine est la partie soluble du lichen d'Islande. On la prépare en filtrant la gelée de lichen dissoute dans l'eau bouillante, précipitant la liqueur par l'alcool, redissolvant le précipité dans l'eau à + 100°, et évaporant cette solution à siccité, à l'aide de la chaleur. — La lichénine est incolore à l'état d'hydrate, légèrement jaunâtre après sa dessication ; elle est en plaques minces, transparente, insipide, inodore, difficile à réduire en poudre, peu soluble dans l'eau froide, qui la fait gonfler avec lenteur et augmente beaucoup son volume, facilement soluble dans l'eau bouillante, avec laquelle elle forme une gelée par le refroidissement ; cette solution est précipitée en flocons blancs par l'alcool. Traitée par l'iode, la lichénine se colore en bleu, mais avec beaucoup moins d'intensité que l'amidon : l'acide sulfurique la convertit en sucre. — Elle est isomère avec l'amidine.

Ligneux.

Le ligneux est le plus répandu et le plus abondant de tous les principes immédiats des végétaux ; on le trouve dans les racines, les tiges, les feuilles, les fleurs, les fruits, etc. : il forme les 96 ou les 98 centièmes de toutes les espèces de bois. Le papier blanc peut être considéré comme du ligneux presque pur : le chanvre et le lin sont aussi formés par ce principe immédiat uni à une petite quantité de matières étrangères.

On peut se procurer le ligneux presque pur en traitant successivement la sciure de bois par l'alcool, l'eau, les acides étendus et la solution faible de potasse. Ces liquides, à l'aide de la chaleur, dissolvent les principes étrangers au ligneux, et n'attaquent pas ce dernier : l'alcool dissout les parties résineuses ; l'eau opère ensuite la dissolution des matières extractives et de quelques sels ; les acides étendus, et surtout l'acide chlorhydrique faible, s'emparent des sels insolubles dans l'eau, et surtout du phosphate et du carbonate de chaux ; enfin, la potasse attaque les principes qui avaient résisté aux autres menstrues. Il ne s'agit plus ensuite que de laver une seconde fois la sciure de bois avec de l'eau, et de faire dessécher le ligneux.

Propriétés. Le ligneux est blanchâtre, insipide, inodore, plus pesant que l'eau ; chauffé dans une cornue, il fournit, en se décomposant, les produits ordinaires de la distillation des substances végétales (*voy*. p. 262); soumis à l'action du calorique au contact de l'air, il s'enflamme, se charbonne, et finit par se consumer entièrement. L'acide sulfurique exerce sur le ligneux, et sur les différentes matières qui en sont presque entièrement formées, une action bien remarquable qui a d'abord été signalée par M. Braconnot. — Si l'on fait agir cet acide concentré sur du bois, il se produit aussitôt une substance noire que l'on a regardée pendant longtemps comme du charbon, mais qui pa-

raît être de l'acide ulmique. Si l'on place dans un mortier de verre 24 grammes de toile de chanvre desséchée et coupée par petits morceaux, et qu'on les arrose avec 34 grammes d'acide sulfurique concentré, en ayant soin d'ajouter cet acide peu à peu et de remuer continuellement le mélange; si enfin, au bout d'un quart-d'heure, on broie le tout avec un pilon de verre, on voit que la toile a disparu et a été transformée en une masse mucilagineuse très-tenace, poissante, peu colorée, presque entièrement soluble dans l'eau. Cette substance mucilagineuse peut-être considérée comme de la *dextrine*; car elle fait tourner fortement le plan de polarisation vers la droite, et elle finit par se transformer en sucre analogue au sucre d'amidon lorsqu'on prolonge l'action de l'acide. Si l'on veut extraire cette matière mucilagineuse, il faut dissoudre la masse dans l'eau, saturer l'acide sulfurique par la craie, passer la liqueur à travers un linge serré, la faire évaporer, y verser assez d'acide oxalique pour précipiter toute la chaux, puis la filtrer de nouveau, et enfin la traiter par un grand excès d'alcool qui s'empare des acides libres, et rend la matière mucilagineuse insoluble. Les 24 grammes de toile sèche ont fourni à M. Braconnot 26,2 grammes d'une matière qui était formée de 21,9 de dextrine et de 4,30 de chaux, et d'un acide particulier; il y a eu 2,5 grammes de toile qui n'ont pas été attaqués; par conséquent 21,5 grammes de toile auraient produit 21,9 de matière gommeuse. Quant à l'*acide* qui se produit dans le traitement du ligneux par l'acide sulfurique, M. Braconnot le désigne sous le nom d'acide *végéto-sulfurique*, et pense qu'il est composé de soufre, de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, ou d'une matière végétale et des éléments de l'acide sulfurique, mais dans un rapport et une répartition qu'il ne connaît pas. Dans l'état actuel de la science, il est très-difficile d'expliquer la formation de ces produits.—Si, au lieu de saturer la solution acide par la craie, on la fait bouillir pendant environ dix heures, la dextrine disparaît et se trouve presque entièrement remplacée par une matière sucrée, analogue au sucre de raisin. Pour extraire ce sucre, il suffit de neutraliser l'acide par la craie, de filtrer la liqueur, de l'évaporer en consistance sirupeuse et de l'abandonner à elle-même; elle ne tarde pas à laisser déposer des cristaux et même à se prendre en masse; en pressant fortement ce sucre entre plusieurs doubles de linge usé, puis le dissolvant et le décolorant par le charbon animal, et enfin le filtrant et le concentrant pour le faire cristalliser de nouveau, on l'obtient très-blanc et très-pur.

Lorsqu'on fait agir, à l'aide de la chaleur, l'acide azotique concentré sur du ligneux, ce dernier se trouve transformé en *xiloïdine* (*voyez* ce mot); en prolongeant l'action, toute la matière se trouve transformée en acide oxalique. — La potasse, chauffée avec la sciure de bois et un peu d'eau, transforme le ligneux en acide ulmique (page 299) et en une certaine quantité d'acides acétique et oxalique.

Composition. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, le ligneux du hêtre et du chêne est formé de 5,82 d'hydrogène, 51,45 de carbone, et 42,73 d'oxygène.

Usages. Les arts tirent du ligneux pur (papier) du chanvre, du lin, du bois, etc. un parti que tout le monde connaît.

Populine.

Elle a été découverte par M. Braconnot dans les feuilles du tremble (*populus tremula*). — On la prépare en faisant bouillir ces feuilles avec de l'eau, versant dans la décoction chaude du sous-acétate de plomb qui y produit un précipité jaune, filtrant la liqueur, et la concentrant jusqu'en consistance de sirop clair; en abandonnant cette liqueur à elle-même, la populine s'en sépare sous forme d'un dépôt cristallin, que l'on purifie en l'exprimant avec force dans du linge, le mêlant ensuite avec environ 160 fois son pois d'eau et un peu de noir animal, puis filtrant et laissant refroidir la liqueur. — La populine est solide, cristallisée en aiguilles blanches, fines et soyeuses, d'une saveur sucrée; elle est soluble dans environ 2,000 fois son poids d'eau froide, 70 fois son poids d'eau bouillante, plus soluble encore dans l'alcool bouillant.— Lorsqu'on la distille, elle se résout d'abord en un liquide incolore, puis se boursoufle, et donne un produit d'apparence oléagineuse qui cristallise par le refroidissement; si l'on comprime ces cristaux dans du papier à filtre, on absorbe une espèce d'huile empyreumatique, et il reste sur le papier des paillettes d'acide benzoïque. — Les acides acétique concentré, azotique ordinaire et phosphorique étendu, la dissolvent avec facilité à la température ordinaire.

Salicine.

La salicine a été découverte en 1830 dans l'écorce de saule (*salix helix*), par M. Leroux, pharmacien à Vitry-le-Français. Depuis, M. Braconnot l'a trouvée dans l'écorce de quelques espèces de saule et de peuplier. — On prépare la salicine en faisant bouillir pendant une heure trois livres d'écorce de saule pulvérisée, avec quinze livres d'eau et quatre onces de carbonate de potasse, puis passant la liqueur et y versant deux onces d'acétate de plomb ; on filtre et on traite la liqueur, d'abord par l'acide sulfurique, puis par un courant de gaz acide sulfhydrique, qui précipite tout le plomb ; on sature ensuite l'excès d'acide par le carbonate de chaux ; on filtre de nouveau et on concentre la liqueur. Il faut alors saturer celle-ci par l'acide sulfurique étendu, la décolorer par le charbon animal, la filtrer bouillante et faire cristalliser à deux reprises la salicine que l'on sèche à l'abri de la lumière.

La salicine se présente ordinairement sous forme de cristaux blancs, très-ténus et nacrés, quelquefois en aiguilles prismatiques ou en petites lames rectangulaires. Sa saveur est amère, elle entre en fusion un peu au-dessus de + 100° et se prend, par le refroidissement, en une masse cristalline. Chauffée au-dessus de son point de fusion, elle devient d'un jaune citron et cassante comme de la résine ; à une température suffisamment élevée, elle se décompose en fournissant de l'eau, un produit acide, et une huile empyreumatique brune, très-âcre — 100 parties d'eau à + 19° 5, dissolvent 5,6 parties de salicine ; elle est beaucoup plus soluble dans l'eau chaude et dans l'alcool ; l'éther et l'huile essentielle de térébenthine sont sans action sur elle. — Les acides ne se combinent pas avec la salicine, ils ne font que la rendre plus soluble à la température ordinaire ; l'acide sulfurique concentré lui donne une belle couleur rouge foncée. — D'après MM. Pelouse et Jules Gay-Lussac, sa formule paraît être $H^2 C^2 O$.

La salicine paraît douée de propriétés fébrifuges, analogues à celles de la quinine et de la cinchonine.

Sucre.

On désigne, sous le nom de sucre, tout principe immédiat qui, dissous dans l'eau et mis en contact avec le ferment, peut être décomposé et transformé en alcool et en gaz acide carbonique. On trouve dans la nature au moins quatre espèces de sucre : 1° le sucre ordinaire ou de canne ; 2° le sucre de canne liquide et incristallisable ; 3° le sucre de raisin ; 4° enfin celui de champignons. Ces différentes espèces, que l'on distingue les unes des autres par leur état physique, la forme de leurs cristaux, le degré de chaleur qui détermine leur fusion, la manière dont elles se comportent avec la lumière polarisée, etc., ont des caractères communs, qui sont les suivants : toutes sont douées d'une saveur douce ; toutes sont solubles dans l'eau et dans l'alcool, et susceptibles d'éprouver la fermentation spiritueuse lorsqu'on les soumet à l'action de l'eau et du ferment à une température de + 15° à + 25°. Certaines substances, qui ont une saveur douce et sucrée, telles que la glycérine, la glycirrhizine, la mannite, ne sont pas considérées comme du sucre, parce que ces substances ne sont pas fermentescibles. — Lorsque la potasse, la soude et la chaux sont en contact avec une matière sucrée, ces alcalis peuvent dissoudre du bi-oxyde de cuivre à la température ordinaire ; la liqueur prend alors une teinte bleue. M. Becquerel regarde cette propriété comme susceptible de déceler la présence de très-petites proportions de matière sucrée dans un produit organique.

Première espèce. Sucre ordinaire ou de canne.

Le sucre ordinaire est connu depuis nombre de siècles ; mais avant la découverte de l'Amérique, sa rareté était telle, qu'on ne s'en servait qu'en médecine. Il existe dans les tiges de toutes les plantes du genre *arundo*, et surtout de l'*arundo saccharifera*, ou *saccharum officinarum* (canne à sucre) ; on le trouve encore dans la sève de l'*acer saccharinum* (érable), dans la betterave, le navet, la châtaigne, l'ognon, et en général dans toutes les racines dont la saveur est douce. C'est de la canne à sucre, de l'érable et de la betterave qu'on l'extrait.

Extraction du sucre de canne. Les cannes à sucre se cultivent dans les Indes Occidentales et dans les Indes Orientales ; la quantité de sucre qu'elles contiennent varie de 6 à 15 centièmes de leur poids. Voici quel est le procédé que l'on suit pour extraire cette substance. Lorsque les cannes sont mûres, on les coupe par le pied, après en avoir enlevé la partie su-

périeure; ensuite on les effeuille et on les fait passer entre des cylindres placés horizontalement les uns à côté des autres, et mis en mouvement par des chevaux, des bœufs ou des mulets; c'est au moyen de ces cylindres qu'on écrase ces cannes et qu'on en exprime le suc; celui-ci est conduit dans une chaudière, parfaitement nettoyée de toute trace d'oxyde, et placée sur un fourneau de grandeur convenable à la suite de quatre autres chaudières de moindre dimension et de diverses grandeurs. Les cannes comprimées portent le nom de *bagasse*. Le suc exprimé ne contient pas seulement de l'eau et du sucre, il contient encore tout ce que le végétal renfermait de matières solubles. Parmi ces dernières, il en est trois principales qu'il est important d'isoler promptement, parce que deux d'entre elles, par leur contact prolongé avec la matière sucrée, exerceraient une influence nuisible au succès de l'opération : ces matières sont : 1° un acide organique libre, qui est le plus ordinairement de l'acide malique; 2° une matière végéto-animale azotée se rapprochant de la nature de l'albumine; 3° un principe extractif colorant. Les autres matières consistent en quelques sels et ne nuisent en aucune façon à l'extraction du sucre.

Le suc doit être promptement chauffé dans la première chaudière, et amené au bouillon, après avoir été mêlé à un lait de chaux récemment préparé; il s'y forme une écume que l'on enlève aussitôt. Le suc est ensuite transvasé dans la chaudière suivante; là on le mêle à une nouvelle quantité de lait de chaux et on le soumet à une ébullition prolongée, en ayant soin d'enlever les écumes qui se forment; dans cette seconde chaudière, que l'on désigne sous le nom de *la propre*, on avance la concentration et l'épuration. De là le liquide passe dans la 3e chaudière que l'on nomme le *flambeau* où la clarification s'achève; puis dans la 4e nommée le *sirop*, et enfin dans la 5e dite la *batterie*; c'est dans cette dernière que la cuite s'opère. — Lorsque le sirop est cuit, on le verse dans un réservoir placé près de la batterie, où il se refroidit un peu, et de là dans des caisses percées de plusieurs trous qu'on a bouchés avec des chevilles de bois entourées de paille de maïs. Au bout de 24 heures on l'agite avec un mouveron, afin de faciliter la cristallisation qui se termine en 5 ou 6 heures, puis on débouche les trous pour donner issue au sirop qui n'a pas cristallisé. On laisse ensuite le sucre exposé à l'air pour le priver de l'humidité qu'il contient; puis on l'enferme dans des barriques pour l'expédier en Europe, sous les noms de *moscouade*, *cassonade* ou *sucre brut*. Le sirop écoulé est reversé dans une chaudière, évaporé de nouveau et soumis à des cristallisations successives jusqu'à ce qu'il ne fournisse plus de cristaux. La partie qui reste alors incristallisable, est désignée sous le nom de *mélasse*.

Quelle est l'*action de la chaux* dans l'extraction du sucre? Pour comprendre la manière d'agir de cet alcali, il faut d'abord se rappeler que le suc de cannes contient, outre le sucre, un acide libre, un principe végéto-animal, et une matière extractive colorante. — De tout temps, dans les colonies, on a remarqué que l'addition d'une certaine quantité de chaux favorisait l'extraction du sucre; mais on ne se rendait pas compte du motif de son emploi. M. Daniel, dans un Mémoire inséré dans le tome x des *Ann. de ch. et de phys.*, a admis qu'elle rendait la matière colorante plus soluble, et qu'elle facilitait la cristallisation du sucre; M. Thénard a supposé ensuite qu'elle possédait la propriété de s'unir à l'albumine, et de former avec celle-ci un composé qui se rassemble mieux que ne le fait l'albumine seule; qu'elle avait, par conséquent, pour objet de rendre les écumes plus fermes, et de contribuer à leur séparation. — Depuis, on a appris que tous les acides végétaux peuvent entrer en combinaison avec le sucre, et former avec lui un composé presque incristallisable; cette découverte a mis sur la voie de la connaissance du véritable mode d'action de la chaux; en effet, il est nécessaire de s'emparer, par un alcali, de l'acide libre que contient le suc de cannes, afin d'empêcher la formation de ce composé incristallisable, et c'est à quoi les fabricants de sucre parviennent en ajoutant du lait de chaux à diverses reprises pendant le cours de la cuisson. L'expérience a encore fait connaître que, pour avoir un sucre plus sec et plus abondant, il est nécessaire de verser le lait de chaux dans le suc de cannes avant que ce dernier soit arrivé au degré de l'ébullition. M. Tinus a donné la solution de ce fait en démontrant que les acides végétaux, chauffés avec du sucre de canne et de l'eau, n'exerçaient aucune action sur lui jusqu'à + 70°; mais qu'au-dessus de cette température, ils le transfor-

maient en sucre de raisin. — La chaux agit encore en se combinant avec la matière végéto-animale, et formant avec elle un composé insoluble que l'on sépare facilement. Cette séparation est importante, car la présence de cette matière azotée dans le suc sucré détermine une réaction moléculaire quelquefois si rapide, que les sucs entrent souvent en fermentation presque aussitôt qu'ils sont extraits du végétal, surtout lorsque la température de l'atmosphère est un peu élevée. C'est pourquoi on est obligé de disposer l'opération de manière à pouvoir travailler le suc de cannes cinq à six heures après son expression. — Enfin la chaux est encore l'agent le plus convenable pour enlever la matière colorante du suc de cannes, car cet alcali possède la propriété de se combiner avec cette matière, et de former un composé peu soluble. — En résumé, on voit que la chaux remplit, dans l'extraction du sucre, trois conditions importantes, puisqu'à elle seule elle sature l'acide libre, et elle entre en combinaison avec la matière végéto-animale et le principe colorant, avec lesquels elle forme des composés insolubles.

Extraction du sucre de betteraves. La découverte du sucre de betteraves est due à Margraff; c'est M. Achard de Berlin qui est parvenu le premier à l'extraire en grand. Le procédé d'extraction de ce sucre est à peu de choses près semblable à celui du sucre de canne; du moins les principes sont les mêmes, et les détails seuls varient un peu. Je vais entrer à cet égard dans quelques développements.

Après avoir arraché les betteraves, on en coupe le collet, les radicules et l'extrémité de la racine; on les lave et on les râpe pour les réduire en pulpe, puis on les presse pour en extraire le jus. Celui-ci ressemble beaucoup, pour sa composition, à celui de cannes. Ce jus doit être extrait aussi promptement que possible, parce que son séjour dans l'air atmosphérique ne tarde pas à l'altérer. Lorsqu'on a obtenu assez de jus, on le met dans une chaudière aussi profonde qu'évasée, et bien nettoyée; on chauffe promptement jusqu'à + 70° ou + 80°, et on y verse un lait de chaux récemment préparé avec de la chaux bien calcinée et fraîchement fabriquée. La quantité de chaux varie selon la qualité des betteraves; au commencement de la saison, elle est d'environ la trois centième partie du jus; à la fin de la saison, il faut en ajouter davantage; selon M. Barruel, la quantité de chaux est de 285 grammes pour 100 litres de jus de betteraves. — On brasse afin d'avoir un mélange bien homogène, et on continue à chauffer modérément jusqu'à ce que le bouillon se développe à la surface de la liqueur; alors on suspend l'action du feu à l'aide de registres disposés de manière à fermer tout accès à l'air dans le foyer, et toute sortie de l'air par la cheminée. Il se forme une écume épaisse, d'un gris-verdâtre, et un dépôt plus ou moins considérable; on enlève les écumes avec de grandes cuillers, on les jette sur une étoffe de laine pour les faire égoutter, et on soutire le suc lorsqu'il est devenu entièrement limpide. — Ce suc doit être évaporé jusqu'à ce que le produit marque 28 degrés au pèse-sirop de Baumé, en ayant soin d'écumer souvent la liqueur. Alors on le clarifie en y ajoutant un demi pour cent de sang de bœuf, lorsque la température du sirop est descendue au-dessous du soixantième degré centigrade; à une température plus élevée, le sang de bœuf serait coagulé avant son mélange complet, et le but que l'on se propose serait manqué. Lorsque le mélange est bien opéré par l'agitation, on porte graduellement la liqueur à l'ébullition; alors l'albumine du sang se coagule et entraîne avec elle les impuretés sous forme d'une écume qu'on enlève; on filtre à travers un drap de laine, et l'on obtient un sirop parfaitement limpide, qu'il est nécessaire de concentrer pour qu'il puisse abandonner le sucre qu'il contient. Cette dernière évaporation doit se faire le plus rapidement possible, dans des chaudières qui ne doivent pas dépasser une certaine capacité; comme, pour atteindre le point convenable, la température du sirop s'élève graduellement à un degré très-voisin de celui où le sucre se décompose, le fond des chaudières où elle s'exécute doit avoir une assez grande épaisseur pour pouvoir s'opposer à la caramélisation du sucre. On évite cet effet en évaporant le sirop au moyen de la vapeur, et en aidant cette évaporation par le vide constamment entretenu à la surface du sirop. Cette belle innovation, due à Howard, s'exécute aujourd'hui, en France, au moyen de la vapeur sans cesse condensée, et avec des appareils simples et peu coûteux. — La preuve de la cuite s'obtient en prenant une goutte de sirop bouillant entre l'index et le pouce, et en

écartant ensuite les doigts ; il se forme alors un filet qui se rompt vers le milieu de sa longueur : la portion qui tient à l'index remonte en se recourbant en forme de crochet. — Lorsque le point de cuisson est obtenu, on fait passer le sirop dans un vase que l'on appelle *rafraîchissoir*, où l'on réunit les produits de plusieurs cuissons ; pendant que le sirop se refroidit, on le remue à l'aide d'une longue spatule que l'on nomme mouveron. Le grain du sucre commence à se former lorsque la température est descendue à + 40° ; on en remplit alors de grands vases de terre cuite, de forme conique, percés à leur sommet d'un trou qui est bouché par un linge humide très-serré. Ces vases sont désignés sous le nom de *formes* ; on les porte dans des étuves maintenues à une température de + 12° à + 18°, et on les pose sur des pots. Au bout de quelques jours, la cristallisation est terminée ; on débouche alors la pointe des formes pour donner issue à la mélasse et à la portion de sucre qui n'a pas cristallisé ; le sucre qui reste dans la forme est égoutté, puis livré dans le commerce ou aux raffineurs, sous les noms de *moscouade*, *cassonade*, etc.

Extraction du sucre d'érable. Dans l'Amérique Septentrionale, on extrait la sève de l'*acer saccharinum* en pratiquant dans l'arbre, à l'époque du printemps, un trou assez profond pour percer une partie du bois, et en adaptant à ce trou un tuyau qui conduit la sève dans un vase placé au pied de l'arbre ; les arbres de moyen âge donnent en 24 heures environ huit litres de suc. On soumet celui-ci à toutes les opérations qui viennent d'être indiquées pour l'extraction du sucre de canne et de betteraves.

Raffinage du sucre. Le sucre extrait de la canne, des betteraves et des végétaux qui le contiennent, est loin d'être pur ; il contient encore des matières étrangères dont il faut le purifier. Pour cela, il est nécessaire de le soumettre à une série d'opérations qui constituent l'art du raffineur. Pour bien faire connaître la théorie et les procédés du raffinage, je ne crois pouvoir mieux faire que de transcrire ici une partie de l'excellent article communiqué par M. Barruel à M. Orfila (*Eléments de chimie*, t. II, 6e édition.)

« Le sucre ou la cassonnade que l'on trouve dans le commerce n'est pas de même qualité. Cette différence vient sans doute, 1° du mode d'extraction, 2° des soins plus ou moins minutieux apportés dans cette extraction, 3° des altérations que la partie sucrée a éprouvées pendant le long trajet qu'elle a parcouru pour nous arriver des climats plus ou moins chauds. — Un des premiers points de l'art du raffineur consiste à déterminer, par la simple inspection et le toucher, la quantité de sucre raffiné que produira un sucre brut quelconque. Ce dernier fournira d'autant plus qu'il aura un grain mieux formé et plus sec, et rendra d'autant moins que son grain sera plus fin et plus gras, puisqu'en effet sa viscosité est due en général à une portion de sucre non cristallisable qui, étant interposé entre ses grains, lui donne cette propriété, et en diminue la quantité sous le même poids. — Un second point de l'art du raffineur est de savoir apprécier si le toucher gras d'un sucre brut est dû exclusivement à ce qu'il retient plus ou moins de sucre non cristallisable ou de mélasse, ou bien si cette viscosité est le résultat d'une altération produite par la fermentation que le sucre aura éprouvée pendant son voyage, ou bien encore, si elle dépend de ce que, pendant son extraction, la désacidification du suc sucré n'aura pas été complètement exécutée. Ces données sont utiles à connaître pour guider dans le mode qu'il conviendra de suivre pour arriver à un raffinage prompt, facile et fructueux. Lorsque la viscosité des sucres est due seulement à la mélasse qu'ils contiennent, comme celle-ci est toujours très-chargée de matière colorante extractive, il faut, autant que possible, s'attacher à éliminer celle-ci du sucre, en la rendant insoluble ; c'est à quoi l'on parvient en la fixant sur un corps insoluble. L'expérience m'a conduit à employer l'alumine en gelée ; et la réussite a été complète. Rien n'est plus facile que de se procurer en grand cette alumine en gelée ; il suffit de dissoudre de l'alun en proportion déterminée, dans une quantité d'eau suffisante, et d'ajouter l'équivalent de l'alumine en chaux pure, que l'on réduit en lait ; la quantité d'eau qui tient l'alun en dissolution doit être telle, que le sulfate de chaux qui se forme soit tenu en dissolution. L'alumine se précipite promptement ; on jette la dissolution de sulfate de chaux, et on la fait égoutter sur des toiles. Une partie de cette alumine suffit pour cent parties de cassonade la plus riche en matière extractive. Si à cette alumine on joint l'action dé-

colorante du noir d'os, on obtient avec la même cassonade des sirops presque que complètement décolorés, et qui sont ensuite d'un travail facile. — Mais lorsque la viscosité du sucre brut sera due à l'altération d'une portion de sucre par la fermentation, il conviendra de le travailler avec une proportion déterminée de chaux pour s'emparer de l'acide formé, le neutraliser, et s'opposer par là à son action *transmutative* sur le sucre. — On conçoit facilement que si la viscosité de la cassonade dépend de ce que, pour son extraction, le jus de la canne n'aura pas été suffisamment désacidifié, on agira suivant le même principe, et qu'enfin si cette viscosité est due aux trois causes que nous venons d'exposer, il sera nécessaire de remplir en même temps toutes les conditions que nous venons d'exposer.

» D'après ce qui précède, le raffinage du sucre consiste, 1° à *dégraisser*, désacidifier et décolorer les sucres bruts du commerce, 2° à les cuire à un point déterminé pour les obtenir cristallisés confusément en masses, 3° à priver les cristaux saccharins du sucre non cristallisable ou mélasse, 4° enfin à sécher les masses cristallisées pour les livrer à la consommation. — On raffine le sucre en mettant, dans la chaudière à clarification, la cassonade avec environ la moitié de son poids d'eau; on chauffe graduellement, en ayant la précaution de remuer constamment avec un mouveron; dès que le sucre est fondu, et que la liqueur est à 35 on 40°, le chef de l'atelier y fait ajouter la proportion de chaux, d'alumine en gelée et de poudre de charbon d'os, qu'il juge convenable d'ajouter; et lorsque le mélange est complet, on ajoute, par 1,000 livres de sucre environ, 8 à 10 livres de sang de bœuf, privé de fibrine; on continue à chauffer jusqu'au point de faire bouillir; et lorsque le bouillon s'est développé trois ou quatre fois à la surface du liquide, on fait couler celui-ci dans de vastes filtres placés dans des caisses carrées; le sirop, qui filtre rapidement et parfaitement limpide, va se rendre dans un profond réservoir, ordinairement en cuivre, d'où, à l'aide d'une pompe, il est élevé dans un réservoir supérieur, pour être dirigé dans les chaudières à cuire, à l'aide d'un robinet et d'un plan incliné. — La preuve du degré de cuisson dans le raffinage est exactement la même que celle que doit donner le sirop lors de l'extraction du sucre, c'est-à-dire, qu'en prenant une goutte de sirop bouillant entre l'index et le pouce, et éloignant ensuite rapidement ces deux doigts l'un de l'autre, le filet produit par le sirop doit, en se rompant, former un crochet qui se recourbe en remontant sur l'index. — Le sirop, cuit au degré convenable, est versé dans un rafraîchissoir, et de temps en temps un ouvrier l'agite, en le foulant contre les parois de ce vase à l'aide d'un large mouveron. On a remarqué que, pour obtenir un beau grain, il était utile de verser successivement dans le même rafraîchissoir plusieurs cuites les unes sur les autres. Là, le sirop se refroidit lentement; et, dès qu'il commence à grener, on procède à l'emplissage des formes: celles-ci ont été préalablement imbibées d'eau et bien égouttées. Le trou pratiqué au sommet du cône étant bien bouché avec un morceau de linge, également humide, qne l'on appelle *tape*, on place ces formes les unes à côté des autres, on les pose sur leur sommet, et on les remplit de sirop. Peu de temps après, et lorsque celui-ci forme une croûte de deux ou trois lignes d'épaisseur à sa surface, on l'agite fortement en plongeant dans la forme un couteau de bois, également appelé mouveron, de manière à parcourir toute la circonférence intérieure; par ce moyen, on rompt la cristallisation, qui devient confuse, et on donne au sucre le grain que recherchent les consommateurs: cette opération se renouvelle deux et même jusqu'à trois fois. Lorsque le sirop est refroidi, ce qui a lieu ordinairement douze heures après l'emplissage, les formes sont transportées par des ouvriers dans d'autres pièces, et posés chacune sur un pot, après que la pointe du cône a été débouchée. Le sirop interposé entre les cristaux de sucre s'écoule peu à peu; on facilite cet écoulement en diminuant sa viscosité à la faveur d'une certaine température, que l'on entretient dans le local au moyen de poêles favorablement disposés. Le sirop qui s'écoule porte le nom de *sirop vert*, pour le distinguer du sirop provenant de l'opération du terrage. »

« Lorsque tout le sirop vert est écoulé, des ouvriers enlèvent les formes les unes après les autres, et, avec une sorte de ciseau, ils grattent toute la surface du sucre, la divisent, et, à l'aide d'un disque en fer, emmanché en forme de truelle, ils compriment la surface, l'égalisent, et la chargent d'une couche d'un demi-pou-

ce d'épaisseur de sucre blanc, provenant de pains de sucre cassés, puis ils replacent les formes sur de nouveaux pots vides.

» On procède ensuite au blanchîment du sucre, c'est-à-dire, au *terrage*. Quelque bien égoutté que soit le sucre, il reste toujours à la surface des cristaux une certaine quantité, petite à la vérité, de sirop vert, qui communique une couleur jaune à la masse; il faut donc, pour l'en débarrasser, faire éprouver à celle-ci une sorte de lavage sans la dissoudre, et c'est à quoi l'on parvient par le terrage, opération qui se pratique en versant à la surface du sucre une couche de sucre blanc, et une certaine quantité d'une bouillie faite avec de l'eau et de l'argile. Cette dernière abandonne peu à peu l'eau qu'elle contient : celle-ci, en dissolvant la couche de sucre blanc, que l'on a mise à la surface du sucre à terrer, s'en sature, forme un sirop blanc qui chasse, par déplacement, le sirop coloré qui mouillait les cristaux, et le remplace. On renouvelle le terrage autant de fois que cela est nécessaire, et jusqn'à ce que toute la masse du sucre soit bien lessivée, ce que l'on reconnaît quand, en recevant sur l'ongle une goutte de sirop qui s'écoule par la pointe, celui-ci n'a plus de couleur. Lorsque le pain cesse de dégoutter, on renverse les formes sur leur base pendant quelque temps, afin que le sirop, qui est accumulé à la pointe, puisse s'écouler. Alors on extrait le pain de sucre en plaçant la main sur celui-ci, et frappant légèrement le bord de la forme sur une table ; on le porte à l'étuve pour le faire sécher, et on l'enveloppe. — Les divers sirops obtenus du raffinage du sucre sont cuits séparément et à diverses reprises, et fournissent les diverses qualités de sucre, connues sous les noms de *lombs*, de *bâtarde* et de *vergeoise*. Enfin, lorsque les sirops refusent de cristalliser, bien qu'ils aient un haut degré de densité, on les vend dans le commerce sous le nom de *mélasse*. »

Propriétés du sucre ordinaire. Le sucre est solide, blanc, d'une saveur très-douce et généralement connue, d'une pesanteur spécifique de 1,6065. Il est très-soluble dans l'eau : uni à un tiers de son poids de ce liquide, il forme un sirop épais, qui reste inaltérable à l'air lorsque le sucre est bien pur, mais qui ne tarde pas à entrer en fermentation lorsqu'il contient un peu de ferment. Lorsque ce sirop est convenablement concentré, il laisse déposer des cristaux prismatiques quadrilatères ou hexaèdres, terminés par des sommets diédres et quelquefois trièdres : ces cristaux, que l'on connaît sous le nom de *sucre candi*, sont très-durs, très-fragiles et à cassure glaceuse. Ils sont formés, d'après M. Berzélius, d'un atome d'eau et de deux atomes de sucre. Lorsqu'on expose pendant quelque temps le sirop à une température de + 90° à 110°, il se colore, et la plus grande partie du sucre qu'il contient perd la propriété de cristalliser, en passant à l'état de sucre de raisin.

L'alcool concentré ne paraît pas exercer d'action dissolvante sur le sucre ; mais il l'acquiert par son mélange avec de l'eau. La solution aqueuse de sucre devient incristallisable, amère et astringente par son mélange avec la potasse, la soude, la chaux, la baryte et la strontiane ; mais elle reprend ses propriétés primitives, lorsqu'on sature l'alcali par un acide. — Le protoxyde de plomb (litharge) a aussi la propriété de s'unir avec le sucre. Lorqu'on fait chauffer cet acide dans une solution aqueuse de sucre, il se dissout d'abord ; mais au bout de quelque temps, la liqueur devient opaque, et laisse déposer une poudre blanche, légère, insipide, insoluble dans une grande quantité d'eau bouillante, et que M. Berzélius considère comme une combinaison de sucre et de litharge. Les acides les plus faibles détruisent cette combinaison et s'emparent de l'oxyde. — A la température ordinaire, l'acide sulfurique concentré communique au sucre une couleur marron, qui devient beaucoup plus foncée avec le temps ; il ne se dégage point d'acide sulfureux, et la masse noirâtre peut se dissoudre entièrement, sans qu'il se dépose de charbon. Lorsque l'acide sulfurique est étendu d'eau et bouillant, il convertit le sucre de canne en sucre de raisin. L'acide azotique transforme le sucre en acides oxalhydrique et oxalique.

Le sous-acétate de plomb, qui précipite presque toutes les substances organisées, ne trouble pas la solution de sucre. Parmi tous les réactifs, il n'y a que la solution de bi-chlorure de mercure qui ait la propriété de déterminer dans l'eau sucrée, à la température ordinaire, un précipité formé de proto-chlorure de mercure et de sucre altéré ; et encore ce précipité n'est-il formé qu'après un contact de plusieurs jours. — Mais, à l'aide de la chaleur, le sucre peut décomposer plusieurs dissolutions métalliques: ce fait,

qui avait été entrevu par M. Orfila, a été prouvé par M. Vogel. Ainsi l'acétate de bi-oxyde de cuivre est décomposé par ce corps ; l'acide acétique se dégage ; il se précipite du protoxyde de cuivre, et la liqueur renferme de l'acétate de protoxyde de cuivre. L'azotate et le bi-chlorure de cuivre sont transformés par le sucre en proto-azotate et en proto-chlorure. Les azotates d'argent et de mercure, ainsi que le chorure d'or, sont réduits. Le bi-oxyde de mercure, l'acétate de la même base et le bi-chlorure de mercure sont ramenés par le sucre à un degré inférieur d'oxydation ou de chloruration. Ce corps n'exerce aucune action sur les sels de fer, de zinc, de manganèse, etc., enfin sur tous les sels des métaux qui peuvent décomposer l'eau. Dans ces différentes réactions, le sucre agit par son carbone et son hydrogène sur l'oxygène des acides métalliques, et par son hydrogène seulement sur le chlore des chlorures.

Composition. Le sucre cristallisé est formé, d'après M. Liébig, de 6,454 d'hydrogène (22 at.), 42,301 de carbone (24 at.) et 51,501 d'oxygène (14 at.) $= H^{22} C^{24} O^{14}$. Les résultats obtenus par MM. Gay-Lussac et Thénard, Berzélius, Dumas et Pelletier, Prout, diffèrent peu de ceux de M. Liébig. Ce dernier considère le sucre comme formé de 4 at. d'acide carbonique, 2 at. d'éther sulfurique et 1 at. d'eau $= 4\,CO + 2\,EO + H^2O$. Le sucre est donc une sorte de *sel*, un *carbonate d'éther mono-hydraté*. En adoptant la manière de voir de M. Liébig, on transformerait le sucre cristallisé en *carbonate d'alcool*, en ajoutant un atome d'eau à sa formule, puisque l'éther sulfurique n'est que de l'alcool, moins un atome d'eau.

Usages. Ils sont trop connus pour qu'il soit nécessaire de les rappeler.

2e *Espèce.* Sucre incristallisable.

M. Thénard considère le sucre incristallisable comme du sucre de canne qui a été altéré par l'ébullition prolongée de sa solution aqueuse : c'est vainement alors que l'on rapproche cette solution en consistance sirupeuse : elle ne peut plus fournir de cristaux. M. Thénard pense que ce sucre n'existe, ni dans la canne, ni dans la betterave, et que celui qui fait partie de la mélasse provient de l'action du feu et de l'eau sur le sucre cristallisable. — M. Orfila ne partage pas cette manière de voir ; il croit au contraire que le sucre liquide existe tout formé dans la canne, la betterave, le raisin, etc. à l'état de mélange avec d'autres espèces de sucre. — Toujours est-il vrai que le sucre incristallisable existe dans la nature, car il fait partie de plusieurs variétés de miel.

3e *Espèce.* Sucre de raisin ou de fruits.

Ce sucre se trouve dans une foule de fruits, et surtout dans le raisin, les figues, certaines variétés de prunes ; il fait aussi partie du miel. Le sucre de fécule et celui que l'on trouve dans l'urine des malades atteints de diabètes, paraissent être entièrement identiques au sucre de raisin. C'est à Prout que nous devons presque tout ce que l'on sait sur cette espèce de sucre.

Préparation. Le suc des raisins est composé d'eau, de sucre, d'une matière analogue au ferment, de bi-tartrate de potasse, de tartrate de chaux et de quelques autres sels ; on commence par traiter ce suc par un excès de craie en poudre, qui y produit par l'agitation une effervescence due au dégagement de l'acide carbonique, par suite de la combinaison de la chaux du carbonate avec l'excès d'acide tartrique du bi-tartrate. Lorsqu'il n'y a plus d'effervescence, on laisse reposer la liqueur, on la décante, on la clarifie avec du sang ou des blancs d'œufs par les procédés ordinaires ; ensuite on l'évapore jusqu'à ce qu'elle marque 35 degrés bouillant, et on la laisse refroidir. Au bout de quelques jours, elle se prend en une masse cristalline, qui doit être égouttée, lavée avec un peu d'eau froide et comprimée : cette masse est le sucre de raisin.

Le sirop de raisin se prépare comme le sucre cristallisé ; si ce n'est que, pour prévenir la fermentation du moût et le travailler à loisir, il est nécessaire de ne l'évaporer que jusqu'à 32 degrés, et de lui faire subir l'opération du *mutisme*. Cette opération se pratique, soit en agitant le moût dans des tonneaux où l'on a brûlé auparavant des mèches soufrées, soit en y ajoutant une petite quantité d'acide sulfureux liquide. M. Desfosses pense que l'acide sulfureux agit en s'unissant au ferment et formant avec lui un composé insoluble qui se précipite et ne peut exercer aucune réaction sur les éléments du sucre. — Ce sirop bien préparé n'a qu'une teinte jaunâtre peu foncée ; lorsqu'on le renferme dans des bouteilles, il résiste long-temps à la fer-

mentation, mais moins que le sirop de sucre de canne.

Propriétés. Le sucre de raisin se présente ordinairement sous forme de petits grains blancs et hydratés, qui ont peu de consistance, et qui se groupent en formant des sortes de tubercules semblables à ceux des choux-fleurs. Il a une saveur d'abord fraîche, puis sucrée. — Lorsqu'on le chauffe, il se ramollit à + 60°, devient pâteux à + 70°, sirupeux à + 90°; maintenu en fusion pendant une heure, il perd 9, 8 d'eau pour cent. — 100 parties d'eau à + 23, 5 dissolvent 63, 5 parties de sucre de raisin; l'eau bouillante en dissout davantage. L'alcool anhydre n'exerce aucune action sur lui et n'acquiert la faculté de le dissoudre que par son mélange avec l'eau; si on mêle la solution aqueuse de ce sucre avec du sel commun, et que l'on concentre convenablement ce mélange, on obtient des cristaux dodécaédriques à angles intermédiaires tronqués, ou des rhomboïdes composés de 9 parties de sucre et de 3 parties de sel. — L'acide azotique transforme le sucre de raisin en acides oxalhydrique et oxalique.

Composition Le sucre de raisin est formé de 7, 01 d'hydrogène (28 at.), 36, 80 de carbone (24 at.), et 56, 19 d'oxygène (14 at.), $= H^{28} C^{24} O^{14}$. M. Liébig le considère comme un *carbonate d'éther quadri-hydraté*, formé de 4 at. d'acide carbonique, 2 at. d'éther et 4 at. d'eau, $= 4 CO + 2 EO + 4 H^2 O$.

4e *espèce*. Sucre de champignons.

Cette espèce de sucre, découverte par M. Braconnot dans diverses espèces de champignons, tels que l'*agaricus volvaceus*, l'*agaricus acris*, l'*hynum repandum*, le *phallus impudicus*, le *boletus juglandis*, le *peziza nigra*, etc., peut être obtenue en broyant ces champignons dans un mortier de marbre, délayant la matière pulpeuse dans l'eau, filtrant et évaporant la liqueur presque jusqu'à siccité, puis traitant à plusieurs reprises le résidu par l'alcool : on obtient de cette manière une liqueur alcoolique d'un brun foncé, qui, lorsqu'elle est concentrée convenablement à l'aide de la chaleur, laisse déposer le sucre de champignons par le refroidissement. — Ce sucre est blanc, moins doux que celui de canne; il cristallise en longs prismes quadrilatères à base carrée, lorsque cette cristallisation se fait lentement et par évaporation spontanée; on n'obtient au contraire que des aiguilles soyeuses très-fines, si la cristallisation s'opère trop vite. La faculté de cristalliser ne lui est pas enlevée par les acides. Soumis à l'action du feu, il entre en fusion, se boursoufle et s'enflamme en répandant une odeur de caramel.

CHAPITRE V.

Principes immédiats très-hydrogénés,

Ou dont la composition peut être représentée par une grande quantité de carbone, de l'eau et beaucoup d'hydrogène.

On range dans cette classe les acides gras, dont j'ai déjà fait l'histoire (*voyez* page 306 et suivante), les principes immédiats gras non acides, l'alcool, les éthers, l'acétone, le benzoïle, la benzoïne, la benzône, le camphre, la caryophilline, la coumarine, la créosote, la glycérine, la mannite, la méconine, l'olivile, la picrotoxine, la salseparine, la santonine, la saponine, la sarcocolline et la viscine. — Ces substances, étant généralement très-carbonées et très-hydrogénées, doivent être très-combustibles; aussi s'enflamment-elles avec facilité. Il en est qui se volatilisent aisément lorsqu'on les soumet à la distillation, d'autres se décomposent : l'eau n'en dissout qu'un très-petit nombre.

Corps gras non acides.

Pendant long-temps on a considéré les huiles fixes et les diverses espèces de graisses comme des principes immédiats; c'est aux travaux de M. Chevreul que l'on doit la connaissance plus exacte de la composition de ces substances; on sait maintenant qu'elles sont toutes formées par l'union de plusieurs principes immédiats bien distincts les uns des autres.

Les corps gras non acides ont pour caractères généraux d'être liquides à la température ordinaire, ou d'entrer en fusion à une température peu élevée, de n'avoir qu'une odeur et une saveur très-faibles ou nulles, d'être très-combustibles, insolubles dans l'eau, susceptibles de se décomposer à l'aide d'une chaleur élevée etc. Lorsqu'on fait réagir les alcalis, tels que la potasse et la soude sur les corps gras, on remarque que quelques-uns d'entre eux sont transformés en nouveaux produits, et surtout en acides qui

restent combinés à l'alcali employé, et forment des composés que l'on désigne sous le nom de *savons*. Quelques corps gras sont inattaquables par les alcalis. Cette manière d'agir des alcalis sur les substances grasses partage naturellement ces substances en deux groupes, savoir les corps gras non saponifiables, et ceux qui peuvent être saponifiés. — Je n'examinerai ici que ceux qui appartiennent exclusivement au règne végétal, ou à la fois aux règnes végétal et animal.

1er *groupe*. CORPS GRAS NON SAPONIFIABLES.

Ce sont l'aurade, la margarone, l'oléone et la céraïne.

AURADE. On obtient ce principe immédiat en versant de l'alcool à 35 degrés de l'aréomètre de Baumé, sur de l'huile volatile de fleurs d'oranger : il se forme un précipité blanc qui doit être recueilli, purifié avec de l'alcool, puis dissous dans l'éther sulfurique ; l'évaporation spontanée de cette dissolution fournit l'aurade en cristaux blancs nacrés, insipides, inodores, sans action sur les couleurs végétales. — Ce principe immédiat ressemble un peu au blanc de baleine légèrement trituré ; il est fusible à + 55°, en partie volatil et en partie décomposable par une chaleur un peu élevée, insoluble dans l'eau, soluble dans 60 parties d'alcool bouillant, très-soluble dans l'éther, inattaquable par l'acide azotique et par les alcalis (Plisson).

MARGARONE. Ce principe, décrit pour la première fois en 1833 par M. Bussy, se produit lorsqu'on distille l'acide margarique avec le quart de son poids de chaux vive. — La margarone est solide, blanche, brillante et nacrée, fusible à + 77°, susceptible d'entrer en ébullition et de passer à la distillation lorsqu'on la chauffe dans une cornue, soluble dans l'alcool et les éthers sulfurique et acétique bouillants, inattaquable par la potasse, même à chaud; l'acide sulfurique la décompose à l'aide de la chaleur, la rougit d'abord, puis la brunit et enfin la noircit; il y a en même temps décomposition d'une partie de l'acide sulfurique et dégagement d'acide sulfureux. — Sa formule est $H^{67} C^{34} O$. Elle peut être considérée comme de l'acide margarique moins un atome d'acide carbonique.

OLÉONE. On l'obtient en distillant l'acide oléique avec de la chaux (Bussy); sa formule est $H^{130} C^{68} O$. On peut la considérer comme de l'acide oléique, moins de l'acide carbonique.

CÉRAINE. On a donné ce nom à un principe immédiat qui se forme lorsqu'on traite la cérine par les alcalis (*voyez* CÉRINE).

2e *groupe*. CORPS GRAS SAPONIFIABLES.

Ce sont la stéarine, la margarine, l'oléine, la palmine, l'élaïdine et la cérine.

STÉARINE (στέαρ, suif). On la trouve dans l'huile concrète de muscades, l'huile d'olives, et dans presque toutes les graisses animales. — On la prépare, d'après M. Lecanu, en agitant dans un flacon de la graisse fondue avec cinq ou six fois son volume d'éther sulfurique, laissant ensuite refroidir la liqueur, puis décantant la partie liquide et exprimant la partie solide dans du linge et entre plusieurs doubles de papier à filtrer ; le résidu doit être dissous dans l'éther bouillant, qui, par le refroidissement, laisse cristalliser la stéarine impure ; on la purifie par plusieurs dissolutions et cristallisations successives dans l'éther, jusqu'à ce que la matière nacrée qui se dépose n'entre en fusion qu'à + 62°. — La stéarine, telle que la préparait M. Chevreul, l'auteur de sa découverte, n'était qu'un mélange de stéarine et de margarine.

Ainsi préparée, la stéarine est en petites lames blanches, nacrées, brillantes, insipides, inodores, sans action sur les couleurs bleues ; lorsqu'elle a été fondue et refroidie, elle est demi-transparente comme la cire, mais bien plus cassante et susceptible d'être pulvérisée. Chauffée à une température supérieure à + 62°, elle entre en ébullition et fournit, sans se colorer, un produit solide contenant beaucoup d'acide stéarique. L'alcool concentré ne la dissout d'une manière sensible qu'à chaud, et la laisse déposer, par le refroidissement, sous forme de flocons blancs. L'éther bouillant en dissout une grande quantité et la laisse cristalliser par le refroidissement : à la température de + 15°, ce liquide n'en contient plus que $\frac{1}{225}$ de son poids. — Sa formule est $H^{140} C^{146} O^{7}$. On peut la considérer comme formée d'un atome d'acide stéarique et d'un atome de glycérine, tous deux anhydres $= H^{134} C^{140} O^{5} + H^{6} C^{6} O^{2}$.

MARGARINE. Ce corps gras accompagne la stéarine et l'oléine dans certaines huiles et dans les graisses animales. — On la prépare en abandonnant à une évaporation spontanée les liqueurs éthérées

qui proviennent du traitement du suif de mouton par l'éther, recueillant la matière solide qui se dépose d'abord, l'exprimant fortement dans un linge, et la desséchant à la chaleur du bain-marie. — Suivant M. Lecanu, il existe deux variétés de margarine, l'une qui appartient aux graisses animales, et l'autre aux huiles végétales. La première, d'après les observations de ce chimiste, est fusible à + 47°; elle donne, comme la stéarine, avec la dissolution bouillante de potasse et de soude, de la glycérine et de l'acide stéarique; elle est très-soluble dans l'éther froid, ce qui la distingue essentiellement de la stéarine; en effet, 5 parties d'éther dissolvent une partie de margarine de suif de mouton à + 12° et 2 parties à + 18°. — La seconde, que l'on peut extraire de l'huile d'olive, comme la première du suif, fond à + 28°, se dissout en très-grande quantité dans l'éther, et se transforme, sous l'influence des alcalis, en glycérine et en un acide doué des propriétés de l'acide margarique. M. Thénard ne pense pas qu'il existe deux sortes de margarine : selon le savant chimiste que je viens de citer, la véritable margarine est probablement celle des huiles végétales qui se fond à + 28°, et donne de l'acide margarique quand on la traite par les alcalis; l'autre, celle des graisses, n'est sans doute qu'une matière isomérique avec la stéarine; et ce qui porte à le croire, c'est qu'elle a la propriété de se transformer, comme la stéarine, en glycérine et en acide stéarique.

Oléine (*oleum*, huile). Ce corps gras fait partie de toutes les huiles végétales et de presque toutes les graisses animales; c'est M. Chevreul qui en a fait la découverte. On la prépare en chauffant la graisse de porc dans un matras avec 7 à 8 fois son poids d'alcool presque bouillant, décantant la liqueur au bout de quelque temps; cette liqueur, en refroidissant, laisse déposer la stéarine impure et retient l'oléine mêlée à un peu de stéarine; on expose, à différentes reprises, cette dissolution à une température assez basse pour faire solidifier la stéarine, que l'on sépare chaque fois par la filtration; on obtient alors l'oléine en faisant évaporer l'alcool. — L'oléine est liquide à la température ordinaire, et conserve sa liquidité à 4 degrés au-dessous de zéro : refroidie à — 6° ou — 7° elle se prend en une masse aiguillée. Elle est incolore, peu odorante, sans action sur la teinture de tournesol, plus légère que l'eau, insoluble dans ce liquide, soluble dans 31 parties d'alcool à 0,816 de densité et bouillant, moins soluble à froid. La potasse la saponifie et la convertit en glycérine et en acide oléique. — L'oléine de graisse de porc est composée, d'après M. Chevreul, de 11,422 d'hydrogène, 79,030 de carbone, et 9,548 d'oxygène. Celle que l'on retire de la graisse humaine donne à l'analyse des résultats à peu près semblables.

Palmine. On l'obtient en faisant réagir un mélange d'acides azotique et hypo-azotique sur l'huile de ricin, ou de *palma-Christi*. Au bout de 30 à 40 heures de contact, l'huile est solidifiée; on la traite alors par l'alcool bouillant, qui dissout beaucoup de palmine, et la laisse déposer en partie par le refroidissement. — Elle est sous forme de petits grains opalins, d'une odeur qui rappelle celle de l'huile volatile qui se produit pendant la distillation de l'huile de ricin. Elle entre en fusion à + 66°, et se prend, en refroidissant, en une masse dont la cassure est analogue à celle de la cire. Lorsqu'on la chauffe dans une cornue, elle se décompose à la manière de l'huile de ricin sans fournir d'acide palmique; les alcalis la transforment à chaud en acide palmique et en glycérine; elle est soluble à la température de + 30° dans la moitié de son poids d'alcool à 36 degrés de l'aréomètre de Baumé; l'alcool bouillant en dissout davantage; l'éther sulfurique la dissout en toutes proportions, surtout lorsqu'elle est en fusion.

Elaïdine (ἔλαις, ἔλαιδος, olive). Cette substance se produit lorsqu'on fait réagir l'acide hypo-azotique sur les huiles d'olives, d'amandes douces, de noisettes, de noix d'acajou, etc. (F. Boudet). — Pour l'obtenir, il faut mettre 100 parties d'huile d'olives en contact à la température ordinaire, avec un mélange de 3 parties d'acide azotique à 35° et d'une partie d'acide hypo-azotique, agiter le mélange et l'abandonner à lui-même pendant deux heures environ : au bout de ce temps l'huile est solidifiée; on chauffe alors la masse avec de l'alcool, qui en sépare une matière jaune, puis on la comprime entre des feuilles de papier à filtrer pour la débarrasser d'une petite quantité de matière huileuse liquide; le résidu, presque égal en poids à celui de l'huile employée, est de l'élaïdine pure. On ne connaît pas encore la théorie de cette opération. — L'élaïdine est solide, blanche, fusible à + 36°, soluble en

toutes proportions dans l'éther sulfurique, très-peu soluble dans l'alcool, à 0,8975 de densité, qui, à la température de son ébullition, n'en dissout que $\frac{1}{200}$ de son poids. Lorsqu'on la chauffe rapidement dans une cornue de verre, elle entre en ébullition, se décompose et fournit un produit liquide qui, en refroidissant, se prend en une masse de consistance butireuse qui renferme beaucoup d'acide élaïdique. Les solutions bouillantes de potasse ou de soude la saponifient et la transforment en glycérine et en acide élaïdique.

Alcool ou esprit-de-vin.

L'alcool est un liquide qui se forme toutes les fois que le sucre éprouve la fermentation spiritueuse (*voyez* Fermentation), et que l'on peut retirer, par la distillation, de toutes les liqueurs fermentées, et particulièrement du vin, de la bière, du cidre. On prétend que la découverte de l'alcool est due à Arnaud de Villeneuve, qui professait la médecine à la faculté de Montpellier, au commencement du quatorzième siècle. — L'existence de l'alcool dans les liqueurs fermentées, d'abord généralement admise par les chimistes, puis niée par Fabroni, qui pensait que ce liquide se produisait pendant la distillation à laquelle on était obligé de soumettre les liqueurs dont on le retire, puis admise de nouveau par Brandes, a été mise hors de doute par les expériences de M. Gay-Lussac. Voici ces expériences : si on agite du vin avec de la litharge porphyrisée jusqu'à ce qu'il devienne limpide comme de l'eau, ce qui ne tarde pas à avoir lieu, et si on le sature ensuite avec du carbonate de potasse, on voit bientôt l'alcool s'en séparer et venir se rassembler à la partie supérieure. Si on distille le vin dans le vide à la température de + 15°, température inférieure à celle qui se développe pendant la fermentation, on obtient beaucoup d'alcool.

Extraction de l'alcool des liqueurs fermentées. Les liqueurs vineuses ne contiennent pas toutes la même quantité d'alcool : les vins les plus généreux peuvent en fournir jusqu'à $\frac{1}{6}$ de leur poids ; il y en a d'autres qui n'en donnent que $\frac{1}{15}$. Le cidre en fournit moins que le vin, et la bière moins que le cidre — L'art d'extraire l'alcool des liqueurs qui le contiennent repose sur la propriété que possède l'alcool d'être plus volatil que l'eau et que toutes les substances qui entrent dans la composition de ces liqueurs. — Autrefois on préparait l'esprit-de-vin en soumettant le vin à la distillation dans un alambic ordinaire, et arrêtant cette opération lorsque la moitié du liquide était distillée ; le produit que l'on obtenait de cette manière était de l'*eau-de-vie*, plus ou moins forte selon que le vin était plus ou moins riche en alcool ; cette eau-de-vie était composée d'eau, d'alcool et d'une matiere huileuse aromatique. En la soumettant à une nouvelle distillation, que l'on arrêtait comme la première à une certaine époque, elle prenait beaucoup plus de force ; elle en prenait encore davantage à une troisième, et se trouvait, à une quatrième distillation, convertie en alcool presque pur. On voit que, dans ces opérations successives, la partie la plus alcoolique passait la première dans le récipient avec un peu d'eau, tandis que la plus grande partie de ce dernier liquide restait dans la cucurbite. On voit également que l'on ne pouvait obtenir de l'alcool concentré qu'en faisant passer plusieurs fois de suite l'esprit-de-vin dans l'alambic. Ce n'est guère que depuis une trentaine d'années environ que l'art de distiller l'alcool commença à recevoir des perfectionnements. A cette époque, Adam inventa un appareil qu'il fit fonctionner en grand à Montpellier, et à l'aide duquel il pouvait, en une seule opération, obtenir à volonté de l'alcool ou de l'eau-de-vie à un degré donné. Plusieurs fabricants, et entre autres M. Duportal, se sont occupés à simplifier le procédé d'Adam, procédé qui a opéré une véritable révolution dans l'art de distiller les vins. En voici la description abrégée. — L'appareil se compose d'un alambic qui communique, au moyen de tubes de cuivre, avec trois ou quatre récipients également en cuivre ; c'est donc une sorte d'appareil de Woolf. On emplit en grande partie la cucurbite et les deux premiers vases avec du vin, et l'on porte petit à petit celui de la cucurbite à l'ébullition. La vapeur aqueuse et alcoolique qui se dégage alors de la cucurbite vient se condenser dans le vin du premier vase, et ne tarde pas à le faire entrer en ébullition par le calorique latent qu'elle lui abandonne. La vapeur qui se dégage de ce premier vase va à son tour se condenser dans le vin du second vase et le faire bouillir : cette ébullition donne enfin naissance à une grande quantité de

vapeurs alcooliques et à une petite quantité de vapeurs aqueuses qui se rendent dans le troisième vase, qui est vide. En maintenant celui-ci à une température peu élevée, la plus grande partie de l'eau se condense avec une certaine quantité d'alcool et forme de l'eau-de-vie; le reste de l'alcool passe dans le quatrième vase, en entraînant avec lui une certaine quantité de vapeur d'eau; ce quatrième vase est également vide. En le maintenant à une température déterminée, il n'en sort à volonté que de l'eau-de-vie ou de l'alcool très-concentré. Enfin cette eau-de-vie ou cet alcool, encore en vapeur, sont conduits dans un serpentin entouré de vin où ils se condensent; de là ils sont amenés dans un autre serpentin entouré d'eau, où ils se refroidissent entièrement, et d'où ils ne sortent que pour entrer dans le tonneau qui doit les renfermer. — Lorsque le vin de l'alambic est épuisé de tout l'alcool qu'il contenait, on le fait écouler par un robinet, et on le remplace par celui du premier vase; celui-ci est remplacé par le vin du second vase, et celui de ce dernier l'est par le vin du serpentin, qui est déjà échauffé par le calorique latent qui lui a été fourni par la vapeur dont il a opéré la condensation; enfin on met du nouveau vin dans ce serpentin. On tire donc parti de tout le calorique, puisque l'on met à profit celui de la vapeur que l'on forme. — En 1813, M. Baglioni, distillateur à Bordeaux, découvrit l'heureux moyen de rendre cette distillation continue. Isaac Bérard, M. Cellier-Blumenthal et M. Charles Derosnes, etc., ont aussi contribué à perfectionner le procédé d'Adam.

Ce procédé n'a pas seulement sur l'ancien l'avantage d'être plus économique et plus commode, mais il donne encore des produits de qualité supérieure, surtout lorsqu'on l'applique à l'extraction des eaux-de-vie de grains et de marc. En effet, lorsque ces eaux-de-vie sont préparées par les anciens procédés, elles laissent dans la bouche un arrière-goût d'empyreume fort désagréable, qui est dû en grande partie à ce que ces grains et ces marcs sont mis à nu dans l'alambic, où la chaleur peut s'élever au-dessus de + 100°, et altérer quelques-unes de leurs parties. En disposant cette distillation de telle façon qu'il n'y ait que de l'eau dans l'alambic, et que les marcs soient placés dans les deux premiers vases de l'appareil d'Adam, la température ne peut s'élever au-dessus de + 100°, et l'inconvénient que je viens de signaler ne peut se produire; si l'eau-de-vie prend alors un petit goût, cela ne dépend plus que d'une faible quantité d'une huile particulière qui se vaporise. Les expériences de M. Aubergier semblent prouver que la matière huileuse, qui contribue à donner de la saveur aux eaux-de-vie de marc, est contenue dans les pellicules du fruit du raisin; ce chimiste est parvenu à obtenir cette huile isolée; elle est si âcre et si pénétrante, qu'il n'en faut qu'une seule goutte pour infecter 100 litres d'eau-de-vie de bonne qualité.

Certaines eaux-de-vie ont des saveurs et des arômes qu'elles doivent à des principes qui appartiennent aux substances avec lesquelles on les fabrique; telles sont, par exemple, celles que l'on désigne sous les noms de *kirchwaser*, de *rack*, de *rhum*, de *tafia*, et que l'on prépare au moyen de la fermentation et de la distillation, la première, des cerises pilées avec leurs noyaux, la seconde du riz, la troisième du suc de cannes, et la quatrième de la mélasse.

Purification de l'alcool. L'alcool, préparé par le procédé d'Adam, et concentré par plusieurs distillations, n'est pas encore entièrement privé d'eau, et ne peut convenir pour certaines opérations chimiques où il est nécessaire de faire usage d'alcool entièrement anhydre; d'ailleurs, il contient fréquemment une petite quantité d'acide acétique qui faisait partie du vin, et qui a passé à la distillation. On concentre l'alcool autant que possible, et on le prive de cet acide en le distillant sur de la chaux vive que l'on a calcinée jusqu'au rouge pour lui enlever les traces d'eau qu'elle pouvait contenir. Quelquefois on se contente de priver l'alcool de son excès d'eau, en le faisant digérer pendant un ou deux jours sur du chlorure de calcium, et le distillant ensuite au bain-marie; en fractionnant les produits dans cette opération, le chlorure de calcium retient la plus grande partie de l'eau qui était combinée à l'esprit, et les premières parties qui viennent se condenser dans le récipient sont de l'alcool presque pur. — Enfin, on peut encore concentrer l'alcool à la température ordinaire, en le plaçant à l'abri du contact de l'air, dans un vase très-évasé, et placé auprès d'un autre vase contenant de la chaux vive ou du chlorure de calcium. Des eaux-de-vie, marquant de 10

à 15 degrés à l'aréomètre, ont pu, à l'aide de ce dernier moyen, être amenées à 42 degrés. — Un travail récent de M. Hensmans semble prouver que les alcalis, le chlorure de calcium et l'acétate de potasse, tendent à décomposer l'alcool et à donner lieu à la formation d'une petite quantité de nouveaux produits. Par conséquent, l'alcool concentré à l'aide de ces agents ne serait pas entièrement pur.

Propriétés de l'alcool. Ainsi obtenu et rectifié, l'alcool est un liquide transparent et incolore comme l'eau, d'une odeur pénétrante et agréable, d'une saveur brûlante, sans action sur la teinture de tournesol; sa densité est de 0,792 à la température de + 17° (Richter); elle augmente à mesure que l'on y ajoute de l'eau.

Action du calorique. L'alcool est très-volatil, et entre en ébullition à la température de + 78°, 4, sous la pression barométrique de 0 m 76; la densité de sa vapeur est de 1,613, d'après M. Gay-Lussac. — Lorsqu'on fait passer cette vapeur à travers un tube incandescent, elle se décompose entièrement. Dans une expérience de cette nature, M. Th. de Saussure a retiré de 81 gramm., 17 de liqueur alcoolique, contenait 70 gramm., 14 d'alcool absolu et 11 gramm., 25 d'eau: 1° 77 lit. 924 de gaz hydrogène carboné, d'oxyde de carbone, et de quelques traces d'acide carbonique. Ce mélange gazeux, ramené à la température de 0° et à la pression de 0m 76, pesait 59 gram., 069; 2° 17 gram., 771 d'eau; 3° des traces d'acide acétique; 4° 0 gramm. 65 d'alcool échappé à la décomposition; 5° 0 gram., 41 d'un mélange de cristaux volatils, en lames minces, et d'huile essentielle brune; 6° 0 gram., 05 de charbon. — D'après Walker, un froid de 68° au-dessous de glace ne congèle pas l'alcool; suivant M. Hutton, cette congélation peut être obtenue par un abaissement de température de 79° au-dessous de zéro. M. Bussy a pu congeler de l'alcool à 33 degrés, en le plaçant dans une boule entourée de coton, que l'on plongeait dans l'acide sulfureux liquéfié, dont on hâtait la volatilisation au moyen du vide de la machine pneumatique. L'alcool absolu n'a pu être solidifié par ce moyen. — Suivant M. Despretz, la chaleur spécifique de l'alcool est de 0,52.

Action des corps simples. Mis en contact avec l'oxygène, à la température ordinaire, l'alcool en dissout deux fois et demie autant que l'eau. Si, pendant la durée de ce contact, on approche un corps en ignition près de l'alcool, ce liquide prend feu, et brûle avec une flamme blanche très-pâle, en produisant de l'eau et de l'acide carbonique; s'il est pur, il ne laisse aucun résidu. Le même phénomène a lieu lorsqu'on fait passer des étincelles électriques dans de l'alcool mis en contact avec l'oxygène ou l'air atmosphérique. — Abandonné en vases ouverts, il se volatilise, absorbe la vapeur d'eau, et augmente de densité. — L'hydrogène, le bore, le carbone et l'azote, sont sans action sur l'alcool. — Le phosphore et le soufre s'y dissolvent en petite quantité, à l'aide de la chaleur, et en sont précipités par l'addition de l'eau, — L'iode se dissout avec la plus grande facilité dans l'alcool, et colore ce liquide en brun-rougeâtre. Avec le temps, l'iode attaque l'alcool, et se transforme en acide iodhydrique. C'est en mêlant la solution alcoolique d'iode avec de la potasse également dissoute dans l'alcool, que l'on prépare le composé que M. Sérullas a désigné sous le nom de *periodure de carbone* (page 83), et que l'on nomme maintenant *iodoforme* (Dumas). — Le brôme se dissout très-bien dans l'alcool; mais il en opère la décomposition plus rapidement que l'iode. Si l'on fait agir le brôme sur de l'alcool absolu, il se développe une réaction qui donne naissance à de l'acide bromhydrique, de l'éther bromhydrique, de l'huile bromalcoolique, des cristaux de brômure de carbone, et un composé nouveau, que l'on désigne sous le nom de *bromal*. — Le chlore agit encore avec plus d'énergie sur l'alcool, et donne lieu à la formation de produits très-variés: si l'on fait passer un courant de gaz chlore à travers de l'alcool hydraté, il y a décomposition de l'alcool, formation d'eau, d'acide chlorhydrique, d'une petite quantité d'acide carbonique, d'un produit très carboné, et d'une grande quantité d'une matière huileuse qui peut être séparée par l'addition de l'eau, et purifiée par sa distillation sur du bi-oxyde de manganèse porphyrisé. C'est à cette matière huileuse, dont Berthollet a parlé le premier, que l'on a donné les noms d'*éther pesant*, *éther chlorique*. — Lorsqu'on fait agir le chlore sec sur de l'alcool absolu (Liébig, Dumas), on peut, au moyen d'opérations assez compliquées, obtenir un composé que l'on a désigné sous le nom de *chloral*, mot qui rappelle les

noms des deux corps qui ont servi à le préparer. Il y a trois espèces de chloral; savoir, le *chloral anhydre*, le *chloral hydraté*, et le *chloral insoluble*; ces composés offrent peu d'intérêt.

Le potassium et le sodium, mis en contact avec l'alcool très-concentré, passent peu à peu à l'état de protoxydes qui se dissolvent.

Action de l'eau. L'eau se combine avec l'alcool en toutes proportions; lorsque la combinaison a lieu entre quantités à peu près égales, le composé prend le nom d'eau-de-vie. L'union de l'eau et de l'alcool a toujours lieu avec un dégagement de calorique et une contraction sensibles. La densité du mélange d'eau et d'alcool croît, avec la quantité d'eau, dans des rapports qui ont été déterminés avec beaucoup d'exactitude par M. Gay-Lussac.

Action des acides. Cette action est très-variée : il y a dissolution ou décomposition des acides, ou formation d'un éther. Il est quelques acides, tels que les acides carbonique, mucique, pectique, etc., qui n'exercent aucun effet sur l'alcool. — Les acides sulfurique, phosphorique, arsénique, fluo-borique, produisent de l'éther sulfurique, lorsqu'on les fait agir sur de l'alcool à 36 degrés de l'aréomètre. Si l'alcool est anhydre, les acides sulfurique, phosphorique, etc., donnent naissance aux acides sulfo-vinique, phospho-vinique, etc. Dans la même circonstance, l'acide sulfurique produit en outre les acides éthionique et iséthionique (*voyez* pages 301 et 302). — Les acides chlorhydrique, iodhydrique, bromhydrique, acétique, oxalique, etc., en agissant sur l'alcool à 36 degrés, donnent naissance à des éthers dont nous étudierons plus tard la nature et les propriétés.

Action des oxydes. L'alcool ne dissout que la potasse, la soude, l'ammoniaque et les bases organiques. Lorsqu'on met un fragment de baryte dans de l'alcool parfaitement anhydre, il reste intact; mais il se délite immédiatement, lorsque l'alcool contient un peu d'eau : cette propriété de la baryte fait de cet oxyde un excellent réactif pour s'assurer de la pureté de l'alcool.

Action des sels. Tous les sels insolubles ou peu solubles dans l'eau sont insolubles dans l'alcool; il en est de même de la plupart des sels efflorescents. Au contraire, presque tous les sels déliquescents peuvent se dissoudre dans l'alcool concentré. Si ce liquide est un peu étendu d'eau, il acquiert la faculté de dissoudre des sels sur lesquels il était auparavant sans action : on met quelquefois cette propriété à profit dans l'analyse.— Plusieurs sels, solubles dans l'alcool, communiquent à sa flamme une couleur particulière : ainsi les sels de baryte la colorent en jaune, ceux de strontiane en pourpre, ceux de cuivre en vert, etc.— La plupart des sels haloïdes (chlorures, brômures, iodures, etc.) se comportent avec l'alcool comme les oxy-sels. Si l'on dissout du chlorure de platine dans l'alcool concentré, et que l'on évapore cette dissolution, on obtient pour résidu un sel qui retient une partie des éléments de l'alcool, et qui sert à produire les *sels éthérés* de Zize (Dumas). — Lorsqu'on distille de l'alcool sur du chlorure ou du bromure de chaux, on obtient des combinaisons éthérées, qui ont d'abord été signalées par MM. Soubeiran et Liébig, et que M. Dumas a désignées sous les noms de *chloroforme* et de *bromoforme*.

C'est en faisant agir l'alcool sur les azotates d'argent et de mercure que l'on prépare les composés désignés sous les noms d'*argent* et de *mercure fulminant*.

L'ARGENT FULMINANT. (*fulminate d'argent*) se prépare en faisant dissoudre une pièce d'argent de cinquante centimes dans 45 grammes d'acide azotique, d'une densité de 1,36, faisant bouillir l'azotate avec 60 grammes d'alcool à 0,86, et, retirant le vase du feu après les premiers bouillons; il se dépose alors de l'argent fulminant, qui doit être lavé sur un filtre avec de l'eau distillée, jusqu'à ce que cette eau n'entraîne plus d'acide. Pour terminer l'opération, il ne reste plus qu'à développer le filtre sur une assiette que l'on place sur une casserole à moitié remplie d'eau, et à faire bouillir celle-ci pendant deux ou trois heures. — L'argent fulminant est sous forme d'aiguilles cristallisées, blanches, soyeuses, solubles dans l'eau bouillante, indécomposables à une température de + 130°, détonant avec force, lorsqu'on les chauffe davantage ou lorsqu'on les soumet à un léger choc, même sous l'eau. Cette substance est formée, d'après MM. Gay-Lussac et Liébig, de 77,528 d'oxyde d'argent et de 22,472 d'un acide qu'ils ont appelé *fulminique* (*voyez* page 64). — Nous avons déjà vu (page 232) que l'on pouvait préparer de l'argent fulminant en faisant agir l'am-

moniaque liquide sur l'oxyde d'argent récemment précipité de l'azotate.

Le MERCURE FULMINANT (*fulminate de mercure*, *poudre fulminante de Howard*). On l'obtient par un procédé analogue à celui qui sert à préparer l'argent fulminant : on fait dissoudre une partie en poids de mercure dans douze parties d'acide azotique à 34 degrés, et on ajoute à cette dissolution onze parties d'alcool à 34. Il se présente sous forme de cristaux blancs, soyeux, brillants, doux au toucher, détonant fortement par un choc ordinaire. — Ces produits ne doivent être préparés qu'avec les plus grandes précautions, et en petite quantité, à cause des dangers qui accompagnent cette opération. — C'est avec le mercure fulminant que l'on prépare les capsules détonantes pour les fusils à piston.

Composition de l'alcool. D'après MM. Berzélius et Dulong, l'alcool, d'une densité de 0,792 à la température de + 17°, est formé de 12,90 d'hydrogène (12 at.), 52,67 de carbone (8 at.) et 34,43 d'oxygène (2 at.). Les résultats obtenus par M. de Saussure et par MM. Dumas et Boullay diffèrent peu de ceux-ci. On peut représenter la composition de l'alcool par l'union de deux volumes d'hydrogène bi-carboné, et de deux volumes de vapeur d'eau $H^4 C^4 + H^2 O$: c'est donc un *hydrate d'hydrogène bi-carboné.* — M. Liébig regarde l'alcool comme un composé d'un atome d'éther et d'un atome d'eau.

Usages. L'alcool forme la base des liqueurs et des eaux-de-vie, donne au vin et aux liquides fermentés leur force et leurs principales vertus, sert à la préparation de vernis très-siccatifs, à celle des éthers, des teintures alcooliques, des eaux spiritueuses aromatiques, de l'alcool camphré, des acides alcoolisés (eau de Rabel, esprit de nitre dulcifié, esprit de sel dulcifié) et d'une foule de médicaments. Les chimistes s'en servent fréquemment comme dissolvant.

L'alcool est un stimulant diffusible très-énergique, qui agit comme un poison violent, lorsqu'on l'administre à de hautes doses dans son état de concentration. Lorsqu'il est affaibli et donné en petite quantité, il produit une chaleur plus ou moins vive à l'épigastre et une excitation générale ; en plus grande quantité, il produit l'ivresse. — Il n'est jamais employé en médecine à l'état de pureté, si ce n'est à l'extérieur comme rubéfiant; mais, à l'état d'eau-de-vie, on en fait un fréquent usage, comme stimulant et tonique dans le traitement des maladies adynamiques, du typhus, etc.

DES ÉTHERS.

On a d'abord donné le nom d'*éther* à un composé très-volatil, d'une odeur très-suave, qui peut être considéré comme un composé d'eau et d'hydrogène bi-carboné, dans lequel ce dernier fait fonction de base. Depuis, on a découvert un grand nombre de corps qui ont des propriétés à peu près analogues et auxquels on a donné par extension le nom générique d'éther ; ces composés sont presque toujours le résultat de l'action de l'alcool sur un ou deux acides. Ils sont maintenant trop nombreux, et ils offrent les uns par rapport aux autres trop de différences dans leur nature et leurs propriétés, pour qu'il soit possible d'en donner une définition générale un peu exacte. Les éthers les plus importants à connaître peuvent être divisés en trois genres.

ETHER DU PREMIER GENRE.

Il n'y en a qu'un seul que l'on désigne indifféremment sous les noms d'*éther sulfurique*, ou d'*éther hydrique*, ou tout simplement sous le nom d'*éther*. Le premier nom rappelle l'acide qui sert à le préparer; mais ce nom est vicieux en ce sens qu'il pourrait faire supposer que l'éther dont il s'agit retient de l'acide sulfurique, tandis qu'il n'en est rien. D'ailleurs, en n'ayant égard qu'à l'acide que l'on fait réagir sur l'alcool pour préparer cet éther, on pourrait aussi bien le nommer *éther phosphorique*, *arsenique*, *fluorhydrique*, etc., puisqu'on peut aussi l'obtenir à l'aide des acides de ce nom.

L'éther hydrique est, de toutes les substances éthérées, la plus anciennement connue et la plus employée : sa découverte remonte au moins au 16e siècle ; mais ce n'est qu'en 1730 que les chimistes ont commencé à en étudier les propriétés avec quelque soin.

Préparation. L'éther hydrique se prépare pour les besoins de la médecine en faisant réagir à chaud l'acide sulfurique sur l'alcool. On commence par faire lentement et avec précaution un mélange d'une partie d'acide sulfurique concentré et d'une partie d'alcool à 36 degrés : on a soin de verser peu à peu l'acide dans l'alcool, et d'agiter le mélange afin de faciliter la réaction et d'empêcher l'échauffement trop

considérable du liquide. On introduit ensuite ce liquide dans une cornue tubulée, munie d'une allonge et d'un récipient à trois tubulures ; l'une de ces tubulures, placée latéralement, reçoit l'allonge, l'autre, située à la partie inférieure, pénètre dans un flacon placé lui-même dans un baquet rempli d'eau que l'on renouvelle constamment; la troisième tubulure, placée à la partie supérieure, communique, au moyen d'un tube recourbé, avec un autre flacon également entouré d'eau. La cornue doit être sur un bain de sable. — Tout étant ainsi disposé, et les jointures étant convenablement lutées, on chauffe la cornue au moyen du bain de sable, et l'on fait bouillir légèrement le mélange liquide ; l'éther se produit, entre en vapeur, et vient se condenser dans les flacons qui terminent l'appareil, et principalement dans celui qui communique avec la tubulure inférieure du ballon.— Lorsqu'on a recueilli une partie de l'éther, on peut, suivant M. Boullay, ajouter une partie d'alcool dans la cornue, au moyen d'un tube en S passé dans la tubulure, continuer à faire bouillir le mélange peu à peu et avec modération, jusqu'à ce qu'il se manifeste des vapeurs blanches dans la partie vide de la cornue. A cette époque, il ne se forme presque plus d'éther, mais il se dégage du gaz acide sulfureux, un liquide oléagineux que l'on a désigné sous le nom d'*huile douce de vin pesante*, de l'hydrogène bi-carboné, etc., qui se mêlent au produit distillé.

Ce produit est formé d'une grande quantité d'éther, d'une portion d'alcool qui a échappé à la réaction, d'acide sulfureux et d'huile douce de vin. — Pour purifier l'éther, on le fait d'abord digérer, pendant une demi-heure, avec la quinzième partie de son poids de potasse caustique, dans un flacon que l'on agite de temps en temps ; ensuite on le décante et on l'agite avec un poids d'eau égal au sien, puis on laisse reposer la liqueur et on décante l'éther, qui vient bientôt former une couche distincte à la surface. — La potasse s'empare de l'acide sulfureux, et l'eau débarrasse l'éther de l'alcool ; mais après ces opérations, l'éther retient encore de l'eau dont il est nécessaire de le débarrasser en le distillant sur du chlorure de calcium, dans un appareil semblable à celui qui vient d'être décrit.

On peut encore rectifier l'éther en l'agitant avec la sixième partie de son poids de carbonate de potasse qui s'empare de l'acide, de l'eau, et décompose l'huile douce de vin ; on le distille ensuite dans le même appareil, en divisant en trois parties égales le produit qui passe à la distillation ; la première partie est de l'éther pur ; la seconde contient beaucoup d'alcool qui a échappé à la réaction ; la troisième partie est de l'éther d'une qualité très-inférieure, qui ne peut être utilisé qu'après avoir été purifié par le carbonate de potasse, l'eau et le bi-oxyde de manganèse.

Théorie de l'éthérification. La manière d'expliquer la formation de l'éther a beaucoup varié, depuis que Fourcroy et Vauquelin ont établi les premières bases de cette théorie; on possède sur cette opération plusieurs explications plus ou moins satisfaisantes, et cependant les phénomènes qui se passent pendant la transformation de l'alcool en éther sont encore loin d'être complètement connus. — Comme l'analyse comparative de l'alcool et de l'éther a prouvé que ce dernier composé ne différait du premier que par une certaine quantité d'hydrogène et d'oxygène dans les rapports nécessaires pour former l'eau, on a naturellement été porté à admettre que l'acide sulfurique agissait dans cette opération en s'emparant de l'eau de l'alcool, et en transformant celui-ci en éther ou en hydrogène bi-carboné, suivant qu'il prenait toute l'eau, et qu'il n'en enlevait que la moitié. — Voici, dans cette hypothèse, comment on pourrait, d'après MM. Dumas et Boullay fils, expliquer l'éthérification. Selon ces deux chimistes, dans la première époque de cette opération, une partie de l'acide sulfurique réagit sur les éléments d'une partie de l'alcool, et donne naissance à de l'éther qui se volatilise et à de l'eau qui reste combinée à l'acide ; une autre partie d'acide sulfurique cède de l'oxygène à une seconde partie d'alcool et se trouve ramenée à l'état d'acide hypo-sulfurique. En même temps, la portion d'alcool qui a été oxygénée passe à l'état d'*huile douce de vin*. Ce dernier composé s'unit à l'acide hypo-sulfurique et forme une combinaison particulière que MM. Dumas et Boullay ont désignée sous le nom d'*acide végéto-sulfurique*.

M. Sérullas a combattu cette théorie et a soutenu que, dans la première époque de l'éthérification, il ne se formait ni acide hypo sulfurique, ni huile douce de vin ; voici, d'après ce chimiste, la série des phénomènes qui se passent pen-

dant la transformation de l'alcool en éther : 1° l'acide sulfurique, par son affinité pour l'eau, détermine une portion de l'oxygène et de l'hydrogène de l'alcool à entrer en combinaison et à former de l'eau : il en résulte alors de l'éther ; 2° celui-ci se combine à l'acide sulfurique et forme du *sulfate acide d'éther* qui, par la chaleur, se décompose en acide sulfurique qui reste dans la cornue, et en éther qui se volatilise ; 3° vers la fin de l'opération, une partie du sulfate acide d'éther est décomposé par l'excès d'acide sulfurique, qui transforme l'éther en eau et en hydrogène bi-carboné ; 4° ce dernier composé se combine avec de l'acide sulfurique et forme un composé qui a été désigné sous le nom de *sulfate neutre d'hydrogène bi-carboné* ; 5° ce sulfate se décompose par l'élévation de température, et donne naissance à de l'acide sulfureux, de l'huile douce de vin, de l'hydrogène bi-carboné, et à un dépôt de charbon qui colore en noir le liquide qui forme le résidu de l'opération.

Quelques chimistes, parmi lesquels on peut citer M. Pelouse et M. Liébig, ont pensé que l'acide sulfurique, en se mêlant à l'alcool, donnait naissance à de *l'acide sulfo-vinique*, et que l'éther ne prenait naissance que par la destruction de ce composé. — M. Liébig, dans un mémoire qu'il a publié dans le numéro de février 1834, des *Ann. de ch. et de phys.*, a cherché à établir que la composition de l'éther peut être représentée par l'union d'un atome d'oxygène avec un atome d'un radical dont il suppose l'existence, et qui, selon lui, est formé de 10 atomes d'hydrogène et de 8 atomes de carbone. Ce radical, qui n'a pas encore été isolé, est désigné sous le nom d'*éthyle*, et a pour signe algébrique la lettre E, dont la formule serait $H^{10} C^{8}$. La formule de l'éther doit donc être représentée par E O. — M. Liébig admet encore : 1° que l'alcool est un composé d'un atome d'éther et d'un atome d'eau $= E\,O + H^{2}\,O$; 2° que l'acide sulfo-vinique est formé par l'union d'un atome d'alcool et de 2 atomes d'acide sulfurique $= (E\,O + H^{2}\,O)\,2\,S\,O^{3}$.

M. Liébig a reconnu qu'en chauffant jusqu'à + 120° un mélange à parties égales d'acide sulfurique concentré et d'alcool à 0,850, il ne passe que de l'alcool à la distillation, et que l'éther ne se forme qu'à la température de + 124° à + 127°. — Lorsqu'on chauffe 3 atomes d'acide sulfurique du commerce et 2 atomes d'eau, ou, ce qui revient au même, lorsqu'on soumet à l'action de la chaleur un mélange de 147 p. d'acide sulfurique et de 110 p. d'alcool, il se produit les réactions suivantes. — Observons d'abord que les 3 atomes d'acide contiennent 3 atomes d'eau, et que les 2 atomes d'alcool contiennent 2 atomes d'eau ; il y a donc en présence 3 atomes d'acide, 2 atomes d'alcool et 5 atomes d'eau. — Deux atomes d'acide sulfurique s'unissent à 1 atome d'alcool et à 1 atome d'eau pour former de l'acide sulfo-vinique. L'autre atome d'acide reste uni aux 4 atomes d'eau et à l'atome restant d'alcool. Lorsque le liquide est porté à la température de + 130°, il entre en ébullition et laisse dégager de l'éther mêlé à une petite quantité d'alcool. M. Liébig explique la formation de cet éther en admettant que l'acide sulfo-vinique se décompose, et que les deux atomes d'acide sulfurique, qui entrent dans sa composition, s'emparent de l'atome d'eau de l'alcool, et le transforment en éther qui se volatilise. A mesure que la portion d'alcool qui entrait dans la formation de l'acide sulfo-vinique est éthérifiée, elle est remplacée par l'atome ou la portion d'alcool qui était restée unie à l'atome d'acide sulfurique et aux 4 atomes d'eau. — Lorsque la température du mélange est arrivée à + 136°, ce mélange d'acide et d'eau entre en ébullition, et une partie de l'eau passe à la distillation avec l'éther. Comme l'acide sulfurique se concentre de plus en plus, la température du liquide s'élève continuellement ; lorsqu'elle est parvenue à + 167°, cet acide se décompose et fournit les produits qui altèrent le liquide éthéré.

M. Mitcherlich, dans un mémoire postérieur à celui de M. Liébig, (*ann. de ch. et phys.*, août 1834), a conclu d'expériences qui lui sont propres que, dans l'éthérification, l'acide sulfurique se borne à provoquer la séparation des deux éléments de l'alcool, c'est-à-dire l'eau et l'éther, sans se combiner à ces principes, et que, dans cette opération, il agit absolument comme le bi-oxyde de manganèse sur l'eau oxygénée, que cet oxyde décompose en eau et en oxygène sans subir lui-même la moindre modification. Ce qui prouve, selon M. Mitcherlich, que l'acide sulfurique n'agit pas en vertu de son affinité pour l'eau, c'est que certaines substances, telles que la potasse et la soude, qui ont pour ce liquide une af-

finité bien plus prononcée, ne peuvent transformer l'alcool en éther. — D'ailleurs, si l'acide sulfurique n'agissait que par cette affinité, comment expliquerait-on l'éthérification de l'alcool sous l'influence de l'acide chromique, qui n'a pour l'eau qu'une très-faible affinité?

Propriétés de l'éther sulfurique. Cet éther est un liquide incolore, d'une odeur suave, pénétrante et particulière, d'une saveur chaude et piquante, d'une densité spécifique de 0, 7119 à la température de + 24° 77 (Gaz-Lussac), d'une grande limpidité, très-fluide et réfractant fortement la lumière. — Il est très-volatil; sous la pression de 0m, 76, il bout à + 35°, 66 : ce phénomène a lieu à la température ordinaire dans le vide de la machine pneumatique. Lorsqu'on l'expose à un courant d'air, il se vaporise rapidement en donnant lieu à un abaissement de température; lorsqu'on entoure la boule d'un thermomètre de coton imbibé d'éther, et que l'on agite ce thermomètre en le faisant tourner rapidement comme une fronde, le mercure descend à plusieurs degrés au-dessous de glace. Soumis à un abaissement de température de — 50°, l'éther reste liquide et n'éprouve aucune altération; chauffé au rouge, il se décompose complètement en hydrogène carboné, oxyde de carbone, huile, goudron, charbon et traces d'acide carbonique. (Th. de Saussure).

Lorsqu'on abandonne l'éther dans un flacon que l'on ouvre et que l'on ferme de temps en temps, il finit par s'altérer et par se transformer en partie en acide acétique. — Quand on approche un corps en combustion de l'éther en contact avec l'air ou l'oxygène, il prend feu et brûle avec une flamme blanche fuligineuse; le même effet se produit lorsqu'on approche une bougie allumée d'un mélange d'oxygène et de vapeur d'éther, ou lorsqu'on fait passer une étincelle électrique à travers ce mélange. Cette grande inflammabilité de l'éther doit empêcher de le transvaser d'un flacon dans un autre, auprès d'une bougie allumée.

Le phosphore, le soufre, le brôme et l'iode sont solubles dans l'éther : ce liquide enlève le brôme à l'eau qui le contient : c'est sur cette propriété qu'est basée l'extraction du brôme, (page 41). Le chlore gazeux décompose l'éther à la température ordinaire, et donne lieu à la formation d'acide chlorhydrique, d'un produit huileux particulier, et d'un dépôt de charbon : cette réaction s'opère avec un vif dégagement de calorique et de lumière. — Le potassium et le sodium se transforment peu à peu en oxydes, lorsqu'on les met en contact avec l'éther. Plusieurs métaux facilement oxydables se comportent de la même manière.

L'eau dissout environ la dixième partie de son poids d'éther à la température et à la pression ordinaires : de son côté l'éther dissout aussi une petite quantité d'eau; de sorte que, lorsqu'on agite pendant quelque temps un mélange de ces deux liquides, et qu'on le laisse ensuite reposer, il se forme deux couches, l'une supérieure qui est de l'éther un peu aqueux, et l'autre inférieure qui est de l'eau éthérée.

De toutes les bases salifiables inorganiques, il n'y a que la potasse et l'ammoniaque qui soient solubles dans l'éther; l'action que les acides et les sels exercent sur ce liquide est variable et peu connue. — L'alcool et l'éther s'unissent en toutes proportions, et forment un liquide incolore et très-limpide que l'eau décompose en s'emparant de l'alcool et mettant la plus grande partie de l'éther en liberté. Lorsque le mélange est fait à parties égales, on lui donne en médecine le nom de *liqueur d'Hoffmann.* L'éther dissout encore les huiles fixes, les huiles essentielles, les résines, certaines bases organiques, le caoutchouc gonflé par l'eau bouillante, etc.

Composition. D'après les recherches de M. Gay-Lussac et de MM. Dumas et Boullay, l'éther est formé de 13, 33 d'hydrogène, 65, 31 de carbone et 21, 36 d'oxygène = $H^{10} C^{8} O$. Sa composition peut encore être représentée par l'union de deux atomes d'hydrogène bi-carboné et d'un at. d'eau : c'est donc un *hydrate d'hydrogène bi-carboné* contenant moitié moins d'eau que l'alcool. — M. Liébig considère l'éther comme formé d'un at. d'éthyle et d'un at. d'eau.

Usages médicaux. L'éther est considéré comme un excitant diffusible et comme un des meilleurs antispasmodiques. — Pris à l'intérieur à dose modérée, il produit une chaleur assez vive qui se fait sentir successivement dans la bouche, l'œsophage et l'estomac : les phénomènes consécutifs sont semblables à ceux que produit l'alcool, avec cette différence qu'ils sont moins prononcés, qu'ils s'étendent moins aux organes de la circulation, et qu'ils se dissipent plus rapidement. Donné à très-hautes doses, l'éther irrite violemment l'estomac et peut dé-

terminer la mort. — On l'administre avec succès dans une foule d'affections nerveuses, telles que l'hystérie, les vomissements spasmodiques, l'asthme, etc.; Desbois de Rochefort l'administrait avec avantage dans les fièvres intermittentes, lorsqu'elles étaient réduites à leur plus grand état de simplicité. — Bourdier a proposé un traitement du tœnia par l'éther : on en prend un gros le matin à jeun, et une heure après on avale une once d'huile de ricin. — Tout le monde connaît l'emploi heureux que l'on fait de ce médicament, respiré dans un flacon, contre les syncopes, les défaillances, les pamoisons, etc. — On administre encore l'éther dans la plupart des cas où une maladie quelconque s'écarte de sa marche naturelle et se complique de quelques symptômes nerveux : dans ces circonstances l'éther agit en faisant dissiper ces éléments de complication. — A l'extérieur l'éther trouve aussi son indication utile : appliqué sur le front et les tempes, dans les céphalalgies intenses et les migraines, il peut soulager par le froid subit qu'il procure. On l'administre dans des juleps, des potions, sur du sucre : on en donne depuis quelques gouttes jusqu'à un gros. La préparation la plus commode et la plus sûre est le sirop d'éther : chaque once de ce sirop contient environ un gros d'éther.

Les *éthers phosphorique*, *arsénique*, *fluo-borique et chromique* sont entièrement identiques à l'éther sulfurique.

Éthers du second genre ou *éthers à hydracides*.

On en connaît cinq, savoir : l'éther chlorhydrique, l'éther bromhydrique, l'éther iodhydrique, l'éther sulfhydrique et l'éther cyanhydrique. Ils résultent de l'action de l'alcool sur les hydracides dont ils portent le nom, et ils peuvent être considérés comme formés par la combinaison de l'acide et des éléments de l'hydrogène bi-carboné : ce sont donc des espèces de sels anhydres à base d'hydrogène bi-carboné (Dumas et Boullay). M. Liébig les considère comme formés par l'union d'un atome d'éthyle et de deux atomes du radical de l'hydracide employé.

Éther chlorhydrique. On le prépare en saturant l'alcool de gaz acide chlorhydrique, ou bien en faisant un mélange de volumes égaux d'alcool et d'acide chlorhydrique liquide concentré, et soumettant ce mélange à l'action de la chaleur.

Préparation. L'appareil dont on se sert, pour la préparation de l'éther chlorhydrique, consiste dans une cornue de verre que l'on place sur un fourneau, après y avoir introduit le mélange, et au col de laquelle on adapte un tube à boule qui se rend au fond d'un flacon à trois tubulures, à moitié rempli d'eau, et d'une capacité égale à la cornue. La tubulure du milieu porte un tube droit de sûreté, et la troisième est munie d'un tube recourbé qui plonge dans le fond d'une éprouvette que l'on maintient constamment entourée de glace : cette éprouvette est vide, sèche, et doit avoir son ouverture fermée par un bouchon pourvu d'un petit trou. Lorsque l'appareil est convenablement disposé, et que les jointures sont lutées, on porte peu à peu la liqueur à l'ébullition, et l'on conduit l'opération de telle façon que les bulles ne se dégagent pas trop vite. — Dans cette opération l'alcool se décompose en eau et en hydrogène bi-carboné : ce dernier s'unit à une partie de l'acide, et donne naissance à l'éther; celui-ci se dégage, passe dans l'eau du flacon où il se dépouille de la portion d'alcool et d'acide non combiné qu'il avait entraînée, et se rend dans l'éprouvette où il se condense. Un kilogramme du mélange d'alcool et d'acide peut fournir 60 grammes d'éther chlorhydrique. — Si, au lieu de péparer cet éther à l'état liquide, on voulait l'avoir gazeux, il faudrait adapter à la troisième tubulure du flacon un tube recourbé, qui se rendrait sous des cloches renversées et pleines de mercure. Celui qui est liquide peut être facilement gazéifié en l'introduisant dans une éprouvette pleine de mercure et renversée sur la cuve; il passe à l'état de gaz, à la température de + 11°.

Propriétés. L'éther chlorhydrique est toujours gazeux au-dessus de + 11°, sous la pression de 0m, 76; il est liquide à + 11° et au-dessous. On ne peut le conserver à l'état liquide que dans des flacons bouchés à l'émeri, que l'on maintient dans des endroits très-frais. — A l'état de gaz, il est incolore, sans action sur la teinture de tournesol, d'une odeur forte et analogue à celle de l'éther sulfurique, d'une saveur un peu sucrée, d'une densité spécifique de 2, 219 d'une puissance réfractive de 3, 72. — A l'état liquide, il a la même saveur et la même odeur; sa densité spécifique est de 0, 874 à + 5°. Il est tellement volatil qu'il en-

tre en ébullition lorsqu'on le verse sur la main, et qu'il produit un froid considérable. Lorsqu'on le fait passer à travers un tube chauffé jusqu'au rouge-brun, il se transforme en gaz acide chlorhydrique et en hydrogène bi-carboné. — Lorsqu'on approche un corps en ignition de l'éther chlorhydrique en contact avec l'air ou l'oxygène, cet éther prend feu et brûle avec une flamme verte, en produisant de l'eau, de l'acide carbonique et de l'acide chlorhydrique : on obtient un résultat semblable lorsqu'on fait passer une étincelle électrique à travers un mélange d'oxygène et de vapeur d'éther chlorhydrique : la réaction s'opère avec une très-forte détonation lorsque l'oxygène est à l'éther dans le rapport de 3 à 1. — A la température de + 18°, l'eau dissout environ un volume égal au sien d'éther chlorhydrique gazeux, et acquiert une saveur sucrée.

Les acides sulfurique, azotique et hypo-azotique concentrés, ne décomposent l'éther chlorhydrique qu'à l'aide de la chaleur : ils mettent l'acide chlorhydrique en liberté. La potasse, la soude et l'ammoniaque décomposent cet éther après plusieurs jours de contact, et se transforment en chlorures. La solution d'azotate d'argent et d'azotate de protoxyde de mercure, n'agit sur l'éther chlorhydrique qu'avec beaucoup de lenteur; ces azotates n'y occasionnent pas de précipité lorsqu'on les mêle; ce n'est qu'au bout de quelques heures de contact que l'on commence à apercevoir un nuage dans le mélange liquide, et au bout de trois mois la décomposition n'est pas encore complètement achevée.

Composition. L'éther chlorhydrique est formé, d'après MM. Collin et Robiquet, de parties égales en volumes de gaz acide chlorhydrique et de gaz hydrogène bi-carboné.

ÉTHER BROMHYDRIQUE. Il a été découvert par M. Sérullas. On le prépare en versant par petites portions, dans une cornue tubulée, 40 parties d'alcool à 38° de l'aréomètre de Baumé, une partie de phosphore et 7 à 8 parties de brôme, et faisant communiquer cette cornue avec un récipient refroidi. On chauffe le mélange à une douce chaleur : l'éther bromhydrique se dégage à mesure qu'il se produit, et vient se rendre dans le récipient : le produit distillé doit être traité par l'eau, qui en sépare l'éther bromhydrique sous forme d'un liquide oléagineux qui se précipite au fond du vase. On le lave avec de l'eau contenant une petite quantité de potasse, puis on le distille sur du chlorure de calcium. — L'éther bromhydrique est liquide, incolore, transparent, très-volatil, d'une odeur forte et éthérée, d'une saveur piquante, plus dense que l'eau, très-soluble dans l'alcool, d'où il est précipité par l'eau.

ÉTHER IODHYDRIQUE. Cet éther a été découvert par M. Gay-Lussac; on peut le préparer au moyen d'un procédé dû à M. Sérullas, et analogue à celui qui sert à la préparation de l'éther bromhydrique; ce procédé consiste à introduire dans une cornue tubulée 100 parties d'alcool à 38 degrés, 40 parties d'iode, et à y projeter, par petits fragments, 2 parties $\frac{1}{2}$ de phosphore, puis à adapter à la cornue un récipient que l'on maintient à une basse température, et à chauffer cette cornue pour porter le mélange liquide à l'ébullition. Lorsque tout le liquide est épuisé, on verse sur le résidu, par la tubulure de la cornue, 25 à 30 parties d'alcool, et l'on continue la distillation. On obtient dans le récipient un liquide incolore que l'on traite par l'eau, qui précipite l'éther. On le recueille et on le purifie comme l'éther bromhydrique.

L'éther iodhydrique est liquide, transparent, d'une odeur forte et éthérée, d'une densité de 1, 920 à la température de + 22°, 3 ; il acquiert au bout de quelques jours une couleur rosée, qui disparaît par l'action de la potasse et du mercure, qui s'emparent de l'iode à qui cette coloration est due. — Il entre en ébullition à la température de + 68° 8, sous la pression de 0^m, 76. — Lorsqu'on en approche un corps en combustion, il ne s'enflamme point; mais il exhale des vapeurs pourpres, lorsqu'on le verse goutte à goutte sur des charbons incandescents. — Lorsqu'on le fait passer dans un tube chauffé au rouge-blanc, il se décompose et se transforme en gaz hydrogène carboné, en acide iodhydrique très-brun, en charbon, et en flocons dont l'odeur est éthérée, et que M. Gay-Lussac regarde comme de l'acide iodhydrique uni à une matière végétale.

ÉTHER SULFHYDRIQUE, *acide sulfhydrovinique*, de M. Thénard; *éther bi-sulfhydrique*, de M. Dumas; *mercaptan*, de M. Zeize. Ce composé, décrit en 1834 par M. Zeize, a été désigné par ce chimiste sous le nom de *mercaptan*, parce qu'il attaque énergiquement le bi-oxyde de mercure (*corpus mercurium captans*).

— On prépare ce composé en distillant un mélange pulvérulent de sulfhydrate de sulfure de baryum et de sulfo-vinate de potasse, et mettant le produit de la distillation en contact avec le bi-oxyde de mercure qui s'empare du mercaptan qui fait partie de ce produit. On délaie ce composé dans l'eau et on le traite par un courant de gaz acide sulfhydrique qui s'empare du bi-oxyde de mercure et met le mercaptan en liberté. Celui-ci nage à la surface de l'eau et peut être recueilli à l'aide d'une pipette ou d'un entonnoir.

Le mercaptan est un liquide incolore, transparent, d'une saveur sucrée et éthérée, d'une odeur alliacée très-pénétrante, d'une densité de 0, 842 à + 15°. Il ne se congèle pas à un froid de — 20°; il entre en ébullition à + 15°. Il est peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther sulfurique. Ses dissolutions n'ont point d'action sur la teinture de tournesol; elles précipitent l'acétate de plomb en jaune-citron, et ne troublent pas l'azotate de la même base. — Il est composé de 402 330 de soufre (2 at.), de 74, 877 d'hydrogène (12 at.) et de 305, 748 de carbone (8 at.).

Éther cyanhydrique. M. Pelouze en a fait la découverte en 1834; on l'obtient en chauffant légèrement un mélange de parties égales de sulfo-vinate de baryte et de cyanure de potassium : l'éther cyanhydrique qui se forme pendant cette opération passe à la distillation à mesure qu'il se produit. On lave le liquide distillé avec 4 à 5 fois son volume d'eau pour le débarrasser de l'alcool et de l'acide cyanhydrique qu'il peut contenir; puis on le maintient pendant quelque temps à une température de + 60° à + 70°, et enfin on le rectifie en le distillant sur du chlorure de calcium.

L'éther cyanhydrique est un liquide incolore, doué d'une odeur alliacée très-forte, d'une densité spécifique de 0, 78, peu soluble dans l'eau, soluble en toutes proportions dans l'alcool et dans l'éther sulfurique; il entre en ébullition à + 82°.

Éthers du troisième genre,
Ou *éthers à oxacides*.

Ces éthers sont composés, d'après les recherches de MM. Dumas et Boullay fils, et de M. Liébig, par l'union d'un oxacide avec l'éther hydrique du premier genre, ou bien par la combinaison d'un oxacide, de l'hydrogène bi-carboné et de l'eau. On peut les diviser en deux séries, savoir : celle des éthers à oxacides minéraux (éther hypo-azoteux, éther oxy-chloro carbonique), et celle des éthers à acides organiques (éthers acétique, benzoïque, citrique, malique, formique, gallique, quinique, oxalique, succinique, tartrique, cyanique et sulfocyanique); ces deux derniers font exception à la règle de la composition des autres éthers (*voyez plus loin*).

Éther hypo-azoteux (*azoteux*, de M. Thénard). L'existence de ce composé a été entrevue par Kunkel; mais c'est Navier, médecin de Châlons, qui en a fait la découverte.

On peut préparer l'éther hypo-azoteux à l'aide de plusieurs procédés. Voici celui qui a été indiqué par M. Thénard : on mélange parties égales, en poids, d'alcool et d'acide azotique du commerce, on l'introduit dans une cornue double en capacité de son volume, on pose cette cornue sur un fourneau, et on la fait communiquer avec cinq flacons de Woolf, dont le premier est vide, tandis que les quatre autres sont à moitié remplis d'eau saturée de sel marin. Chacun de ces flacons est placé dans une terrine, et entouré d'un mélange réfrigérent; l'appareil étant convenablement disposé, on met quelques charbons incandescents sous la cornue; l'ébullition ne tarde pas à se manifester; on doit la modérer en retirant le feu, et jetant de temps à autre un peu d'eau sur la cornue. Lorsque l'ébullition cesse spontanément, c'est une preuve que l'opération est terminée. — Outre l'éther hypo-azoteux, il se forme, dans cette réaction, du protoxyde et du bi-oxyde d'azote, de l'acide hypo-azotique, de l'eau, du gaz acide carbonique, de l'acide acétique, etc. C'est parce qu'il se produit une si grande quantité de gaz, que l'on est obligé de mettre de l'eau salée dans les flacons qui servent de récipient, et de les entourer d'un mélange réfrigérent; sans cette précaution, la plus grande partie de l'éther serait entraînée dans l'atmosphère. — Lorsque l'opération est terminée, on délute l'appareil, et l'on trouve, dans le premier flacon, une grande quantité d'un liquide jaunâtre, formé de beaucoup d'alcool faible, d'éther, et d'acides azotique et acétique; dans le second, à la surface de l'eau salée, une couche assez épaisse d'éther chargé d'un peu d'acide et d'alcool; dans le troisième et le quatrième, une couche de la même nature, mais plus mince. On sépare ces couches de

l'eau salée au moyen d'un entonnoir à long bec ; on les réunit à la liqueur du premier flacon, et on distille le tout dans une cornue de verre, munie d'un récipient entouré de glace. Les premières portions qui passent à la distillation sont composées d'éther presque pur, que l'on rectifie en le faisant digérer pendant un quart-d'heure sur de la chaux en poudre, puis décantant, et distillant de nouveau. — Au moyen de ce procédé, on peut retirer environ cent grammes d'éther d'un mélange de 500 grammes d'alcool et d'autant d'acide.

Le procédé qui a été indiqué par M. Bouillon-Lagrange diffère un peu du précédent : l'appareil dont se sert ce chimiste consiste dans un matras qui communique d'une part avec plusieurs flacons de Woolf, et d'autre part avec un flacon tubulé contenant de la tournure de cuivre, et pourvu d'un entonnoir disposé de manière à permettre l'introduction de l'acide azotique. Chacun des flacons est à moitié rempli d'eau salée, et disposé comme dans l'opération précédente. Le matras doit contenir un mélange à parties égales d'acide azotique à 36 degrés, et d'alcool à 40 degrés. Lorsque tout est bien disposé, on verse de l'acide azotique sur la tournure de cuivre ; il se dégage du bi-oxyde d'azote qui, par le contact de l'air du flacon, passe à l'état d'acide hypo-azotique ; ce gaz arrive dans le matras qui contient le mélange d'alcool et d'acide, s'y dissout en partie, et échauffe la liqueur. Au bout d'une heure et demie, l'ébullition commence ; c'est alors seulement qu'il faut entourer les flacons d'un mélange réfrigérent. Presque tout l'éther hypo-azoteux qui se forme se condense dans le second flacon ; on le recueille et on le purifie comme dans le procédé de M. Thénard.

Théorie. Dans cette opération, la vapeur nitreuse, en réagissant sur l'acide azotique, le transforme en acide hypo-azoteux qui décompose l'alcool, lui enlève de l'oxygène et de l'hydrogène, et le fait passer à l'état d'hydrogène bi-carboné qui entre en combinaison avec l'acide hypo-azoteux.

Propriétés. L'éther hypo-azoteux est liquide, d'un blanc-jaunâtre, d'une odeur éthérée très-pénétrante, d'une saveur âcre et brûlante, d'une densité spécifique de 0,886 à + 4°. Il est sans action sur la teinture de tournesol ; il se vaporise aussitôt qu'on le verse sur la main, en produisant un froid considérable ; il entre en ébullition à + 21°. Lorsqu'on en approche un corps en ignition, il prend feu et brûle sans résidu, en produisant une flamme blanche. — Quand on l'agite avec 25 ou 30 fois son poids d'eau, il se volatilise en partie ; la portion qui ne se volatilise pas se dissout en petite quantité et se décompose presque entièrement. Il se dégage du bi-oxyde d'azote, et la liqueur devient acide. Si, après l'avoir saturée par la potasse, on la soumet à la distillation, elle fournit de l'alcool, qui s'est probablement formé pendant l'action de l'eau sur l'éther. — Si l'on fait passer l'éther hypo-azoteux dans un tube incandescent, il se décompose entièrement en ammoniaque, huile, charbon, acide carbonique, bi-oxyde d'azote, azote, hydrogène carboné, oxyde de carbone, et eau contenant un peu d'acide cyanhydrique.

Composition. Cet éther est formé d'un atome d'hydrogène bi-carboné, d'un atome d'acide hypo-azoteux, et de deux atomes d'eau.

ÉTHER OXY-CHLORO-CARBONIQUE. Il est le produit de l'action du gaz acide chlor-oxy-carbonique (page 50) sur l'alcool. M. Dumas, qui a fait la découverte de cet éther, le prépare en faisant passer 30 grammes d'alcool anhydre dans un ballon de 15 litres rempli de gaz chloroxy-carbonique, agitant le tout, puis laissant rentrer de l'air pour remplacer le gaz absorbé ; il extrait ensuite la liqueur du ballon, et la mêle avec son volume d'eau distillée : il se forme alors deux couches dont la plus pesante n'est presque formée que d'éther oxy-chloro-carbonique, qui doit être soutiré avec une pipette, et distillé au bain-marie sur de la litharge et du chlorure de calcium.

Ce composé est liquide, très-fluide, incolore, d'une odeur forte et suffocante, d'une densité de 1,133 à + 15° ; il entre en ébullition à + 94°, sous la pression de 0 m 773. Lorsqu'on le met en contact avec l'eau chaude, il rend celle-ci fortement acide. Quand on le mêle avec de l'ammoniaque liquide concentrée, il se produit beaucoup de chaleur, et le mélange entre en ébullition. Si l'ammoniaque est en excès, l'éther disparaît et donne naissance à du chlorhydrate d'ammoniaque et à un composé particulier, que l'on désigne sous le nom d'*uréthane*.

Composition. Il est formé de 32,4 de chlore (2 at.), de 29,4 d'oxygène (4 at.), de 33,6 de carbone (12 at.), et de 4,6

d'hydrogène (10 at.), ou, ce qui revient au même, d'éther hydrique du premier genre, et d'un acide particulier non encore isolé, et contenant, pour la même quantité de carbone, moitié plus d'oxygène et moitié moins de chlore que l'acide chloroxy-carbonique.

Éther acétique. Ce composé, découvert en 1759 par le comte de Lauraguais, a été successivement étudié par un grand nombre de chimistes. On en trouve de petites quantités dans le vinaigre, et il s'en développe quelquefois lorsqu'on expose du marc de raisin au contact de l'air. — On peut le préparer par plusieurs procédés : voici celui qui a été proposé par M. Thénard. « Prenez 100 parties d'alcool rectifié, 63 parties d'acide acétique concentré, 17 parties d'acide sulfurique du commerce; après avoir mêlé le tout, introduisez-le dans une cornue de verre tubulée, par la tubulure dont elle est surmontée; placez cette cornue dans un fourneau muni de son laboratoire; adaptez-y un ballon à long col, que vous refroidirez avec des linges mouillés; fermez la tubulure du ballon avec un bouchon percé d'un petit trou; mettez quelques charbons incandescents sous la cornue : la liqueur ne tardera pas à entrer en ébullition; lorsqu'il y en aura environ 125 grammes distillés, l'opération sera terminée. Ces 125 grammes seront de l'éther presque pur; il ne faudra plus, pour le purifier, que le laisser en contact avec 10 ou 12 parties de pierre à cautère, pendant environ une demi-heure, dans un flacon, et agiter le tout de temps en temps; il en résultera deux couches, l'une inférieure, très-mince, de potasse et d'acétate de potasse en dissolution dans l'eau; et l'autre supérieure, très-épaisse, d'éther pur, qu'on séparera par un entonnoir à long bec. »

Dans cette expérience, l'acide sulfurique agit en transformant l'alcool en éther hydrique, c'est-à-dire en enlevant à ce liquide une portion d'oxygène et d'hydrogène, capable de former de l'eau.

On peut encore préparer l'éther acétique en distillant jusqu'à siccité, dans une cornue, un mélange de 3 parties d'acétate de potasse, 3 parties d'alcool très-concentré et 2 parties d'acide sulfurique aussi très-concentré, puis mêlant le produit de la distillation avec la cinquième partie de son poids d'acide sulfurique, et distillant de nouveau. — Tout autre acétate peut être substitué à l'acétate de potasse; mais alors il faut employer d'autres proportions d'alcool et d'acide : ainsi, d'après M. Sébille, la meilleure manière de préparer l'éther acétique consiste à faire un mélange de 30 kilog. d'acétate de soude et de 43 litres d'alcool à 33 degrés, et à le décomposer par 9 kilog. d'acide sulfurique concentré et blanc. — M. Liébig emploie de préférence l'acétate de plomb; il fait un mélange de 16 parties d'acétate de plomb anhydre, 5 parties d'acide sulfurique, et 4 parties et demie d'alcool absolu, et le soumet à la distillation; puis il purifie le produit successivement par le carbonate de soude et le chlorure de calcium.

Propriétés. L'éther acétique est liquide, incolore, doué d'une odeur agréable qui rappelle l'éther sulfurique et l'acide acétique; il est sans action sur la teinture de tournesol; sa densité spécifique est de 0,866 à + 7°. Il entre en ébullition à + 71°, sous la pression de 0 m 75. Lorsqu'on le met en contact avec l'air et avec un corps enflammé, il prend feu et brûle en produisant une flamme d'un blanc-jaunâtre, et en développant de l'acide acétique. A la température de + 17°, deux parties d'eau en poids dissolvent 15 parties d'éther acétique; si l'on ajoute de la potasse à cette solution, l'odeur et la saveur de l'éther disparaissent, et il se produit une réaction qui donne lieu à la formation d'alcool et d'acétate de potasse. L'alcool dissout très-facilement l'éther acétique : lorsqu'on traite cette solution par l'eau, l'éther est presque entièrement mis en liberté.

Composition. Il est formé de 9,67 d'hydrogène (8 at.), 54,47 de carbone (8 at.), et 35,86 d'oxygène (2 at.), ou, ce qui revient au même, d'un atome d'éther hydrique, et d'un atome d'acide acétique anhydre.

Usages. L'éther acétique jouit des mêmes propriétés que l'éther sulfurique, mais il est moins volatil : c'est pourquoi on l'emploie souvent de préférence pour les applications extérieures. M. Sédillot s'en est servi avec avantage en frictions sur les parties affectées de douleurs névralgiques et rhumatismales.

Éther benzoïque. C'est M. Thénard qui en a fait la découverte. Voici, d'après ce savant chimiste, la manière de le préparer. « Que l'on prenne 30 grammes d'acide benzoïque, 60 grammes d'alcool,

45 grammes d'acide chlorhydrique liquide et concentré; qu'on les introduise dans une petite cornue tubulée dont le col se rendra dans un récipient muni, si l'on veut, d'un tube propre à recueillir les gaz; que l'on place ensuite la cornue sur un fourneau, qu'on arrête la distillation quand elle sera à moitié faite, pour cohober, et qu'on réitère deux ou trois fois cette opération, voici ce qu'on observera. Dans tout le cours de l'opération, il ne se dégagera d'autres gaz que de l'air atmosphérique et des traces d'éther chlorhydrique. Le produit distillé contiendra une petite quantité d'éther benzoïque, qu'on pourra facilement en séparer par l'eau. Mais la majeure partie de cet éther restera dans la cornue; il y sera recouvert par une couche d'alcool, d'eau, d'acide chlorhydrique et d'un peu d'acide benzoïque. En versant à plusieurs reprises de l'eau chaude dans la cornue, on enlèvera cette couche. On pourra donc facilement se procurer ainsi de l'éther benzoïque. Toutefois cet éther contiendra un petit excès d'acide benzoïque qui pourra le rendre solide à la température ordinaire, et lui donnera la propriété de rougir le tournesol. Pour le purifier, il faudra l'agiter avec une petite quantité de dissolution alcaline, et le laver convenablement. »

Propriétés. L'éther benzoïque est liquide à la température ordinaire, incolore, d'un aspect huileux, doué d'une saveur piquante, d'une odeur faible qui n'a aucune analogie avec celle de l'éther hydrique, d'une densité de 1,0539 à + 10° ½. Il entre en ébullition à + 209°. Il se dissout facilement dans l'alcool, très-peu dans l'eau; ce dernier liquide précipite la solution alcoolique. La solution de potasse agit sur lui comme sur l'éther acétique, et le transforme en alcool et en benzoate de potasse. — Il est formé de 6,690 d'hydrogène, 72,37 de carbone, et 20,781 d'oxygène, ou bien, d'un atome d'éther hydrique et d'un atome d'acide benzoïque anhydre.

Éthers citrique et malique. On les prépare tous deux en distillant dans une cornue munie d'un récipient un mélange de 35 parties d'alcool pur, 10 parties d'acide sulfurique concentré et 30 parties d'acide citrique ou d'acide malique; lorsqu'il passe un peu d'éther sulfurique dans le récipient, on arrête l'opération. On laisse refroidir le liquide de la cornue, et on le traite par l'eau, qui précipite l'éther; on purifie ensuite cet éther comme l'éther benzoïque. — Ils sont sans odeur, plus pesants que l'eau, un peu solubles dans ce liquide, beaucoup plus solubles dans l'alcool; leur aspect est oléagineux.

Éther formique. Il a été découvert par Jean Afzélius, et étudié plus tard par Gelhen et plusieurs autres chimistes. On le prépare au moyen d'un procédé analogue à celui qui fournit l'éther acétique; il ne s'agit que de substituer l'acide formique à l'acide acétique. — Il est liquide, incolore, d'une odeur forte qui a de l'analogie avec celle des noyaux de pêche, d'une densité de 0,9157 à + 18°; il entre en ébullition à + 56°, sous la pression de 27,7 pouces. Il brûle avec une flamme bleue bordée de jaune.

Éthers gallique et kinique. Ces deux composés sont peu connus; on sait seulement qu'ils ont beaucoup de rapports avec l'éther tartrique.

Éther oxalique. Cet éther a été découvert par M. Thénard. On peut l'obtenir au moyen du procédé suivant, qui est dû à MM. Dumas et Boullay fils : on mêle ensemble 1 partie d'alcool, 1 partie de sel d'oseille et 2 parties d'acide sulfurique; on distille ce mélange jusqu'à ce que la totalité de l'alcool soit passée dans le récipient, et l'on obtient un produit d'un aspect oléagineux, qui est formé d'éther oxalique mêlé d'éther sulfurique et surnagé par de l'alcool. On introduit ce produit dans un verre à pied contenant de l'eau; l'éther sulfurique s'évapore, et l'éther oxalique se rassemble en grosses gouttes huileuses au fond du vase. — Pour le purifier, on le lave rapidement avec de l'eau, puis on le fait bouillir sur de la litharge jusqu'à ce qu'il ne soit plus acide, et que son point d'ébullition, qui était d'abord à 90 ou 100°, soit parvenu à + 183° ou 184°. Alors on le transvase dans une cornue, et on le rectifie par une nouvelle distillation.

Propriétés. L'éther oxalique est un liquide oléagineux, d'une odeur aromatique, d'une densité de 1,0929 à + 7°5, très-soluble dans l'alcool, peu soluble dans l'eau, qui finit par le décomposer en acide oxalique et en alcool; cette décomposition est instantanée sous l'influence des alcalis.

Éther succinique. Cet éther a été découvert par M. F. d'Arcet. On le prépare en distillant ensemble 10 parties d'acide succinique, 5 parties d'acide chlorhydique concentré, 20 parties d'al-

cool, et cohobant 4 ou 5 fois la liqueur du récipient. Il passe en dernier lieu à la distillation un produit oléagineux dans lequel l'eau détermine la précipitation de gouttelettes huileuses formées d'éther succinique, que l'on purifie comme l'éther oxalique. — Il est incolore, huileux au toucher, d'une saveur aigre, d'une odeur aromatique qui rappelle celle de l'éther benzoïque, d'une densité spécifique de 1,036 à + 15°. Il bout à + 214° ; il brûle avec une flamme jaune.

ÉTHER TARTRIQUE. C'est à M. Thénard que l'on doit la découverte de ce composé. On peut l'obtenir en introduisant dans une cornue 30 grammes d'acide tartrique, 35 grammes d'alcool, 10 grammes d'acide sulfurique, distillant le mélange jusqu'à ce qu'il commence à se former un peu d'éther sulfurique, et versant ensuite de la potasse dans le liquide de la cornue : il se précipite du tartrate acide de potasse. Lorsque la liqueur est saturée, on l'évapore. On la traite à froid par de l'alcool concentré, et l'on soumet ensuite la dissolution alcoolique à l'évaporation. On obtient de cette manière une substance qui, par le refroidissement, se prend en sirop épais : c'est l'éther tartrique. — Ce composé est brun, d'une saveur amère et nauséabonde, inodore, sans action sur la teinture de tournesol, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool ; quand on le calcine, il répand d'abondantes fumées alliacées, et laisse un résidu charbonneux qui contient beaucoup de sulfate de potasse.

ÉTHER CYANIQUE. Ce composé se prépare en faisant passer de la vapeur d'acide cyanique hydraté dans de l'alcool absolu ; la liqueur s'échauffe, entre en ébullition, se trouble et laisse abondamment précipiter une substance blanche, cristalline, qui est l'éther cyanique (Wohler et Liébig). — Il est solide, pulvérulent, très-blanc, insipide, inodore, très-peu soluble dans l'eau, plus soluble dans l'alcool et dans l'éther sulfurique, surtout à l'aide de la chaleur. La solution alcoolique le laisse cristalliser en prismes réguliers, transparents, blanc-nacrés. — Lorsqu'on chauffe ce composé, il se liquéfie et produit une vapeur blanche qui peut s'enflammer au contact de l'air et d'une bougie allumée, et brûler avec une flamme semblable à celle du cyanogène. — Il est formé de 51,63 de carbone, 13,51 d'eau et 34,86 d'alcool.

ÉTHER SULFO-CYANIQUE. Il se forme lorsqu'on distille un mélange de 2 parties d'acide sulfurique, 3 parties d'alcool et 1 partie de sulfo-cyanure de potassium (Liébig). — C'est un liquide oléagineux, incolore, d'une odeur très-forte qui rappelle celle de l'assa-fœtida, d'une saveur sucrée avec un arrière-goût de menthe ; il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans l'éther sulfurique ; il bout à une température de + 66° à 72°. Il brûle en produisant de l'acide sulfureux. L'éther sulfo-cyanique est composé de sulfure de cyanogène et d'hydrogène carboné.

DE L'ESPRIT DE BOIS,

ou *alcool de bois, éther pyro-ligneux, éther pyroxalique, bi-hydrate de méthylène.*

Tous ces noms ont été donnés à un liquide très-volatil qui a été découvert en 1812 par Ph. Taylor, dans les produits de la distillation du bois. — On le prépare en distillant plusieurs fois de suite la partie aqueuse provenant de la distillation du bois, en ne prenant que la liqueur qui passe la première, et la rectifiant sur de la chaux au bain-marie.

Propriétés. L'esprit de bois est un liquide incolore, très-fluide, d'une odeur alcoolique et empyreumatique, d'une saveur piquante et poivrée, d'une densité de 0,798 à + 20°. Il bout à + 66°5, sous la pression de 0 m, 761. Lorsqu'on en approche un corps en ignition, il prend feu et brûle avec une flamme d'un blanc-bleuâtre. — Il se mêle à l'eau et à l'alcool en toutes proportions, dissout les résines et tous les corps que l'alcool dissout lui-même. — Il est composé, d'après MM. Dumas et Péligot, de 12,40 d'hydrogène, 37,97 de carbone, et 49,63 d'oxygène : sa composition peut être représentée par $C^4 H^4 + 2 H^2 O$, c'est-à-dire par 2 atomes d'eau et 1 atome d'un radical $C^4 H^4$, véritable hydrogène bi-carboné, qui a reçu le nom de *méthylène* ; d'où le nom de *bi-hydrate de méthylène*, qui a été donné à l'esprit de bois. — Le méthylène fait partie d'un grand nombre de composés qui ont été, dans ces derniers temps, l'objet de travaux très-intéressants.

Esprit pyro-acétique.

Ce composé, encore désigné sous le nom d'*acétone*, peut être obtenu en distillant de l'acétate de plomb dans une cornue de grès; il passe d'abord à la distillation un peu d'acide acétique; on change de récipient, et on obtient ensuite un liquide inflammable, que l'on rectifie en le distillant plusieurs fois de suite au bain-marie, et étendant chaque fois le produit de la distillation avec son volume d'eau. Le produit peut être considéré comme pur, lorsqu'il n'a plus de saveur empyreumatique et qu'il n'exerce plus de réaction acide.

Propriétés. L'esprit, ou *éther pyro-acétique*, est un liquide incolore, très-limpide, d'une saveur d'abord âcre et brûlante, puis fraîche et urineuse, d'une odeur qui se rapproche de celle de la menthe poivrée mêlée d'amandes amères, d'une densité spécifique de 0,792 à + 18°. Il entre en ébullition à + 56°, sous la pression de $0^{m},76$, et reste liquide à un abaissement de température de —15°. Il prend feu très-aisément à l'approche d'un corps en ignition, et brûle avec une flamme très-lumineuse; il se mêle en toutes proportions à l'eau, l'alcool, l'éther sulfurique et la plupart des huiles essentielles.—Il est composé, d'après M. Liébig, de 10,27 d'hydrogène (6 at.), 62,52 de carbone (3 at.), et 27,21 d'oxygène (1 at.).

Benzoïle.

MM. Vohler et Liébig ont donné ce nom à un radical dont ils supposent l'existence dans l'huile d'amandes amères pure et dans l'acide benzoïque : selon ces chimistes, ce radical, qui n'a pas encore été isolé, serait combiné à 2 atomes d'hydrogène dans l'huile d'amandes amères (*hydrure de benzoïle*), et à un atome d'oxygène dans l'acide benzoïque.

Benzoïne.

On a donné ce nom à une substance concrète, que l'on obtient en rectifiant l'huile essentielle d'amandes amères avec de la potasse, ou bien en abandonnant pendant quelques semaines, à l'abri du contact de l'air, une dissolution de potasse caustique mêlée a cette huile essentielle. — Elle se présente sous forme de cristaux prismatiques transparents, très-brillants, inodores, insipides, fusibles à + 120°, susceptibles d'entrer en ébullition et de se distiller en vases clos à une température plus élevée, facilement inflammables au contact de l'air, insolubles dans l'eau froide, plus solubles dans l'eau chaude et surtout dans l'alcool. — L'acide azotique concentré est sans action sur la benzoïne; l'acide sulfurique la dissout en prenant une couleur violacée, qui brunit bientôt, et qui, à l'aide de la chaleur, passe au vert, puis au noir. — Sa formule est $H^6 C^{14} O$; elle est isomérique avec l'huile essentielle d'amandes pure.

Benzône.

Ce composé se forme lorsqu'on distille les benzoates (Péligot). C'est une sorte d'huile épaisse, incolore, ou légèrement ambrée, d'une odeur un peu empyreumatique, plus dense que l'eau, entrant en ébullition à + 250°. Sa formule est $H^{10} C^{26} O$.

Camphre.

Le camphre est un principe immédiat qui existe naturellement dans le *laurus camphora*, et qui se trouve dans plusieurs plantes de la famille des labiées.

Extraction. C'est surtout du *laurus camphora* que l'on extrait le camphre destiné au commerce. Cette opération se pratique au Japon, en coupant le bois de cet arbre en petits fragments que l'on chauffe avec de l'eau dans de grandes cucurbites de fer, surmontées de chapiteaux en terre, dans l'intérieur desquels on dispose des cordes faites en paille de riz. Le camphre est entraîné par la vapeur d'eau, et vient se condenser sur ces cordes, sous forme de petits grains que l'on transporte ensuite en Europe pour les purifier.

Le camphre des labiées peut s'extraire en évaporant, à la température de + 22°, l'huile essentielle qui le contient.

Raffinage. En Hollande, on raffine le camphre en le mélangeant à la huitième partie de son poids de chaux ou de craie, et chauffant ce mélange, au bain de sable, dans des bouteilles de verre noir à large goulot. Le camphre entre en vapeur, se sublime, et se condense aux parois de la bouteille, sous forme d'une masse transparente, que l'on ne peut obtenir qu'en cassant le verre.

Voici une méthode plus économique, qui est décrite dans le tome VIII des *Ann. de Ch.* Cette méthode consiste à

introduire le camphre brut dans une cornue, ou dans une chaudière en forme d'alambic, à distiller cette substance, en tenant le sommet du vase assez chaud pour qu'elle ne puisse s'y solidifier, et à la recevoir à l'état liquide dans un récipient de cuivre, formé de deux hémisphères juxta-posés. Lorsque le camphre est solidifié, on le détache en chauffant un peu ce récipient.

Propriétés. Le camphre pur est solide, blanc, translucide, friable, doué d'une odeur forte et particulière, d'une saveur âcre ; sa densité spécifique est de 0,9887, suivant Brisson. — Il se vaporise dans l'air à la température ordinaire. Lorsqu'il est enfermé dans des vases, la portion qui se vaporise cristallise souvent à la partie supérieure de ces vases, sous forme de petites tables hexagonales. Mis en contact avec un corps en ignition, il prend feu, et brûle sans résidu. — Il est très-peu soluble dans l'eau ; mais il peut être mêlé à ce liquide à l'aide d'un corps mucilagineux. L'alcool en dissout environ les $\frac{75}{100}$ de son poids ; cette dissolution est incolore : l'eau la précipite abondamment. Les huiles fixes et les huiles essentielles dissolvent aussi le camphre, mais plus à chaud qu'à froid. — Les alcalis paraissent être sans action sur lui. L'acide azotique le dissout facilement à l'aide d'une douce chaleur ; si l'on élève un peu plus la température, il le transforme en acide camphorique. L'acide sulfurique, mis en contact avec la moitié de son poids de camphre, ne tarde pas à lui communiquer une couleur d'abord jaune, puis brune ; si l'on ajoute une nouvelle quantité d'acide, égale à la première, et que l'on distille le mélange, il passe dans le récipient de l'acide sulfurique faible, de l'acide sulfureux, une huile volatile jaune, d'une odeur camphrée, et un résidu noir, qui reste dans la cornue. Si l'on traite, à plusieurs reprises, ce résidu par l'eau bouillante, il se partage en deux parties, savoir, une matière noire, insoluble, formée d'acide sulfurique et de charbon très-hydrogéné, et une substance astringente, soluble, composée d'acide sulfurique et d'une matière particulière (Chevreul). En saturant l'acide sulfurique de cette matière astringente, au moyen de l'eau de baryte, puis filtrant et évaporant la liqueur, on obtient une matière qui constitue le *tannin artificiel* (Hatchett).

Composition. Le camphre est formé, d'après M. Dumas, de 10,4 d'hydrogène (32 at.), 79,2 de carbone (40 at.) et 10,4 d'oxygène (2 at.).

Usages du camphre. « L'action locale du camphre est faible et de nature irritante. Son action générale est difficile à définir, et varie beaucoup suivant les doses et les individus : c'est cependant sur le système nerveux que ses effets se font principalement sentir. Administré à petites doses, il n'augmente pas la rapidité du pouls, si ce n'est par suite de son action locale sur une surface enflammée : il calme la douleur, porte au sommeil, diminue les mouvements spasmodiques ; en un mot, il paraît agir comme sédatif. A fortes doses, il devient un excitant très-énergique, et donne lieu à des vertiges, à des syncopes et à des convulsions accompagnées de pâleur du visage, de frissons, de ralentissement du pouls ; quelquefois même, il peut occasionner la mort. Ce médicament est employé à l'intérieur, et souvent avec succès, dans des affections nerveuses et spasmodiques, telles que les névralgies, les spasmes de la vessie et de l'œsophage, l'hystérie, la danse de St-Guy, etc. On l'a souvent administré dans les fièvres typhoïdes pour combattre les symptômes nerveux, et surtout le délire, les soubresauts des tendons, etc. On l'a vanté comme anti-aphrodisiaque. — A l'extérieur, on s'en sert avec beaucoup d'avantage dans les douleurs rhumatismales, la goutte, les névralgies, etc. C'est un des médicaments les plus employés. » (Edwards et Vavasseur.

Caryophilline.

Elle existe dans certaines variétés de girofle et surtout dans le girofle des Moluques. — Elle cristallise en aiguilles divergentes, blanches, réunies en faisceaux déliés. Elle est sans odeur, sans saveur, insoluble dans l'eau et l'alcool froid, soluble dans l'alcool bouillant et dans l'éther, susceptible de se décomposer par la chaleur. D'après M. Dumas, elle est isomère avec le camphre.

Coumarine.

On donne ce nom au principe cristallisable de la fève tonka (*coumarina odorata*). La coumarine existe aussi, d'après M. Guillemette, dans le mélilot officinal. M. Vogel, qui l'a découverte, l'avait prise pour de l'acide benzoïque. C'est M. Guibourt qui a prouvé que la cou-

marine était une substance différente de cet acide.

Créosote.

La créosote a été découverte par M. Reichenbach dans les produits de la distillation du bois.

Préparation. On distille le goudron de bois jusqu'à ce qu'il ait atteint la consistance de la poix. Le liquide qui passe à la distillation se partage en trois couches, dont l'une est aqueuse et se trouve placée entre les deux autres qui sont huileuses. La couche inférieure est seule propre à la préparation de la créosote ; on la sature par du carbonate de potasse ; on la laisse reposer, et on décante la nouvelle huile qui surnage. On distille de nouveau cette huile, et on obtient d'abord des produits plus légers que l'eau, puis une liqueur plus pesante : on ne recueille que cette dernière, et on l'agite à plusieurs reprises avec de l'acide phosphorique étendu. On laisse ensuite reposer la liqueur ; puis on la lave, tant qu'elle communique à l'eau une réaction acide, et enfin on la distille avec une nouvelle quantité d'eau chargée d'acide phosphorique, en ayant soin de cohober de temps en temps. — Le liquide qui passe à la distillation, après ces opérations préliminaires, est incolore et contient beaucoup de créosote mêlée à de l'eupione et à quelques autres produits ; on le traite par une dissolution de potasse caustique, d'une densité de 1,12, qui dissout la créosote ; on enlève l'eupione, qui se rassemble à la surface de la liqueur ; on abandonne cette liqueur au contact de l'air, jusqu'à ce qu'elle brunisse par la destruction d'une matière étrangère ; puis on la sature par de l'acide phosphorique, qui s'empare de la potasse et met la créosote en liberté. Cela fait, on décante la créosote et on la distille. — Le traitement par la potasse caustique, l'acide sulfurique, ainsi que les opérations suivantes, doivent être répétés jusqu'à ce que la créosote ne brunisse plus à l'air, et qu'elle prenne seulement une teinte légèrement rougeâtre ; alors on la dissout dans de la potasse en solution plus concentrée, et on la distille deux fois de suite, en rejetant les premières portions, qui renferment beaucoup d'eau, et en évitant de pousser l'évaporation trop loin.

Propriétés. La créosote est un liquide oléagineux, gras au toucher, incolore, d'une saveur caustique et brûlante, d'une odeur très-vive et désagréable, semblable à celle de la viande fumée, d'une densité spécifique de 1,037 à + 20°, sans action sur la teinture de tournesol. Elle bout à +203°, sous la pression de $0^{m},72$, ne se congèle pas à un froid de 27°, réfracte fortement la lumière, et brûle avec une flamme très-rutilante. Lorsqu'on la met en contact avec de l'eau à + 20°, elle donne naissance à deux composés : 1° une solution d'une partie de créosote dans 400 parties d'eau ; 2° une combinaison d'une partie d'eau avec 10 parties de créosote. Elle se dissout en toutes proportions dans l'alcool, l'éther sulfurique, l'éther acétique, etc.—L'iode et le phosphore se dissolvent facilement dans la créosote ; il en est de même du soufre, à l'aide de la chaleur. — La créosote forme avec la potasse deux composés, dont l'un est anhydre et de consistance oléagineuse, tandis que l'autre est hydraté et cristallisé en petites paillettes blanches et nacrées. La soude se comporte de la même manière. L'acide sulfurique concentré décompose la créosote, la colore en rouge ou en noir, suivant sa quantité. L'acide azotique la décompose aussi, en laissant dégager d'abondantes vapeurs rutilantes, L'acide acétique la dissout en toutes proportions sans l'altérer. Elle coagule l'albumine ; enfin elle jouit de la propriété d'empêcher la corruption de la viande fraîche et même du poisson : il suffit en effet de tremper ces substances pendant un quart-d'heure dans une dissolution de créosote, pour qu'elles acquièrent la faculté de se dessécher au soleil sans pourrir. M. Reichenbach conclut de ce fait que c'est à la présence de la créosote que la viande fumée doit la propriété qu'elle a de se conserver.

Usages. La créosote a été employée avec succès dans le traitement de la carie dentaire, de la pourriture d'hôpital, de certaines affections cancéreuses, de la brûlure, etc.

Glycérine.

Ce composé, encore nommé *principe doux des huiles*, a été considéré par Schéele comme un principe immédiat faisant partie des huiles ; mais M. Chevreul a démontré que la glycérine n'existait pas dans les corps gras, et qu'elle se formait lorsqu'on traitait ces corps par les oxydes métalliques, dans l'opération de la saponification. — On la prépare en

chauffant modérément dans une bassine un mélange à parties égales d'huile d'olive et de litharge bien pulvérisée, jusqu'à ce que la masse ait pris la consistance d'emplâtre, en ayant soin de remuer et d'ajouter de l'eau à mesure qu'elle s'évapore. Lorsque la réaction est terminée, on ajoute une nouvelle quantité d'eau ; puis on retire la bassine de dessus le feu, on décante la liqueur et on la filtre. Cela fait, on dirige un courant de gaz sulfhydrique à travers le liquide, on filtre de nouveau et on concentre d'abord au bain-marie, puis dans le vide, à une température de + 20 à + 25°.

Propriétés. La glycérine est un liquide transparent, incolore, inodore, sirupeux, d'une saveur douce, d'une densité de 1, 27 à la température de + 17°; soumise à l'action du feu, elle se vaporise et se décompose en partie ; exposée au contact de l'air, elle en attire l'humidité. Quand on la projette sur des charbons ardents, elle s'enflamme à la manière des huiles. Elle est soluble dans l'eau et dans l'alcool ; le ferment ne l'altère pas ; l'acide azotique la transforme en acide oxalique, et suivant M. Vogel l'acide sulfurique la convertit en sucre.

Mannite.

On nomme ainsi une substance qui fait partie de la manne ; elle existe aussi dans le céleri ordinaire et dans le céleri-rave (Vogel), dans le suc fermenté d'ognon (Fourcroy et Vauquelin), dans celui de carottes (Laugier), de betteraves (Pelouze, Gay-Lussac, Braconnot); enfin dans le miel fermenté (Guibourt).

Préparation. On fait dissoudre la manne en larmes dans l'alcool bouillant; par le refroidissement, il se forme un dépôt cristallin que l'on presse entre des feuilles de papier à filtrer, et que l'on dissout de nouveau dans l'alcool bouillant. La mannite se précipite à l'état de pureté de cette seconde dissolution, à mesure qu'elle refroidit.

Propriétés. La mannite est solide, blanche, sans odeur, d'une saveur douce; elle cristallise en aiguilles demi-transparentes qui paraissent être des prismes quadrangulaires ; elle entre en fusion un peu au-dessus de +100°, et se prend par le refroidissement en une masse cristalline d'un éclat soyeux ; lorsqu'on la chauffe plus fortement, elle se décompose ; elle est très-soluble dans l'eau ; l'alcool ne la dissout qu'à l'aide de la chaleur. L'acide azotique la transforme en acide oxalique ; elle ne peut éprouver la fermentation alcoolique.

Composition. D'après M. Liébig, la mannite est composée de 7, 62 d'hydrogène (14 at.), 40, 02 de carbone (12 at.) et 52, 35 d'oxygène (6 at.).

Méconine.

La méconine n'a encore été trouvée que dans l'opium. — On la prépare en traitant l'infusion aqueuse d'opium par de l'ammoniaque, puis filtrant et évaporant la liqueur : les cristaux que l'on obtient ainsi doivent être traités successivement par l'alcool, l'eau et l'éther.

Propriétés. La méconine cristallise en prismes à six pans, dont deux faces, plus larges et parallèles, sont terminées par un sommet dièdre ; elle est sans odeur, douée d'une saveur âcre qui ne se développe pas immédiatement ; elle est soluble dans 265, 75 parties d'eau froide, 18, 56 parties d'eau bouillante, soluble aussi dans l'alcool, l'éther, les huiles essentielles, la plupart des alcalis, ainsi que dans les acides chlorhydrique et acétique qui ne l'altèrent pas. Chauffée à + 90° 5, elle entre en fusion et prend un aspect huileux ; à + 155° elle se volatilise sans altération. L'acide sulfurique concentré la décompose et la colore en vert ; si l'acide est étendu, cette coloration ne se manifeste pas. — Elle est formée de 4, 742 d'hydrogène (9 at.), 60, 234 de carbone (9 at.) et 35, 023 d'oxygène (4 at.) ; son action sur l'économie animale est presque nulle.

Olivile.

M. Pelletier a donné ce nom à une substance particulière, qu'il a trouvée en 1816 dans la gomme d'olivier. — On peut l'obtenir en épuisant cette gomme par l'alcool absolu ; ce dernier ne dissout que l'olivile et la laisse cristalliser par évaporation spontanée. — Elle est solide, inodore, d'une saveur amère et sucrée, sans action sur la couleur de tournesol, soluble dans 32 fois son poids d'eau bouillante, et se séparant en partie de cette solution par le refroidissement, en laissant le liquide laiteux; elle est très-soluble dans l'alcool concentré et dans l'acide acétique ; elle entre en fusion à + 70° et se décompose à une température plus élevée. Lorsqu'on la projette sur des charbons ardents, elle brûle

avec difficulté, en répandant beaucoup de fumée.

Picrotoxine.

Elle a été découverte par M. Boullay dans les coques du Levant (*menispermum cocculus*). — D'après M. Boullay, le meilleur moyen d'obtenir cette substance consiste à faire bouillir fortement dans l'eau les semences mondées du *menispermum cocculus*, avant ou après en avoir retiré l'huile, et à faire évaporer lentement la liqueur jusqu'en consistance d'extrait ; à triturer ensuite la masse extractive avec un vingtième de son poids de baryte ou de magnésie pure, et à épuiser le mélange à chaud par de l'alcool absolu, après 24 heures de contact avec l'une de ces bases. La liqueur alcoolique doit être évaporée jusqu'à siccité, et le produit redissous dans de nouvel alcool. S'il en est besoin, on fera bouillir cette liqueur avec du charbon animal pour la décolorer, et en la réduisant de nouveau à un petit volume, on obtiendra, par le refroidissement, la plus grande partie du principe amer cristallisé (picrotoxine), quelquefois très-pur, quelquefois encore un peu coloré. D'après ce dernier cas, il faudrait le redissoudre dans de l'alcool très-faible.

Propriétés. La picrotoxine a été considérée pendant plusieurs années comme un alcali végétal ; mais il est prouvé maintenant qu'elle ne s'unit pas aux acides, et que, dans diverses combinaisons, elle joue plutôt le rôle d'acide que celui de base. Elle est blanche, brillante, demi-transparente, sans odeur, d'une saveur très-amère, cristallisée en aiguilles aciculaires, ou en filaments soyeux et flexibles, ou bien en masses mamelonnées, ou bien enfin en cristaux durs et grenus. Elle est soluble dans 150 fois son poids d'eau à +14°, dans 25 fois son poids d'eau bouillante et dans 3 parties d'alcool bouillant. Lorsqu'on la chauffe, elle se décompose ; quand on la projette sur des charbons ardents, elle brûle sans se fondre ni s'enflammer, en répandant une fumée blanche abondante et une odeur de résine. — Elle peut s'unir avec les bases alcalines, avec le protoxyde de plomb et même avec quelques bases végétales : toutes ces combinaisons sont solubles et décomposables par un courant électrique ; dans cette décomposition, la picrotoxine se rend au pôle positif. — Elle est formée, d'après MM. Pelletier et Couerbe, de 6, 00 d'hydrogène (14 at.), 60, 91 de carbone (24 at.) et 33, 09 d'oxgène (5 at.). — C'est un violent poison.

Salseparine.

Elle existe dans la salsepareille, dont elle paraît être le principe actif. — On peut l'extraire de la racine de salsepareille en traitant cette racine par l'alcool, décolorant la liqueur par le charbon animal, filtrant et évaporant. Elle est blanche, inodore, insipide, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, surtout à chaud, communiquant à ces liquides une saveur amère, ainsi que la propriété de mousser par l'agitation et de verdir le sirop de violettes. Les acides affaiblis dissolvent la salseparine sans se combiner avec elle ; cette substance est également soluble dans la potasse, la soude et l'ammoniaque. Lorsqu'on la chauffe, elle jaunit, fond et se décompose en laissant un charbon très-léger et très-brillant. — Elle est formée de 8, 78 d'hydrogène (15 at.), 62, 08 de carbone (8 at.) et 29, 14 d'oxygène (3 at.). — Les cristaux que l'on obtient en faisant évaporer la solution alcoolique sont composés de 91, 44 de salseparine et de 8, 56 d'eau.

Santonine.

On donne ce nom à une substance qui fait partie de la *semencine*. — Elle est cristalline, non volatile, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides étendus, la potasse, la soude, l'ammoniaque et l'éther.

Saponine.

La saponine existe dans la saponaire d'Egypte (*gypsophila struthium*), et dans le marron d'Inde ; M. Bussy en a fait la découverte en 1833. — On peut l'extraire de la saponaire d'Egypte en faisant bouillir la poudre de la racine de cette plante et filtrant la liqueur ; la saponine se précipite sous forme de flocons blancs à mesure que la liqueur se refroidit. — Elle est blanche, incristallisable, âcre, piquante, soluble en toutes proportions dans l'eau ; un millième de cette substance rend l'eau très-mousseuse par l'agitation. L'alcool la dissout d'autant mieux qu'il est moins concentré. D'après M. Frémy, les acides bouillants la convertissent en acide esculique (pag. 286). — Soumise à l'action du feu en vases clos, elle se boursoufle et se décompose en donnant beaucoup d'huile empy-

reumatique acide — Sa formule est H^{92} C^{104} O^{32}.

Sarcocolline.

Elle forme, d'après M. Thomson, la majeure partie de la sarcocolle, qui exsude elle-même spontanément du *penœa sarcocolla*, arbrisseau qui croît dans le nord de l'Afrique. — On la prépare en épuisant la sarcocolle par l'éther, puis par l'alcool, et soumettant la liqueur alcoolique à l'évaporation : le résidu est de la sarcocolline. — Cette substance est brune, cassante, incristallisable, insoluble dans l'éther, douée d'une saveur sucrée et un peu amère. — Sa formule est H^{23} C^{26} O^{6}.

Viscine.

La viscine est la matière essentielle de la *glu*, qui suinte elle-même du réceptacle de l'*attractilis gummifera*.

CHAPITRE VI.

Principes immédiats colorants.

Les matières colorantes végétales sont très-nombreuses ; on les trouve dans toutes les parties des plantes. Il y en a de toutes les nuances. Elles n'existent jamais isolément dans les végétaux, mais elles sont presque toujours mêlées ou combinées les unes avec les autres, ou bien avec quelques principes immédiats d'une autre nature ; c'est là ce qui rend leur extraction si difficile.

Propriétés générales. Les matières colorantes, que l'on a pu extraire, sont solides, insipides et inodores ; lorsqu'on les chauffe, elles se décomposent presque toutes en fournissant les produits ordinaires de la décomposition des matières organisées. Le contact prolongé de l'air humide et des rayons solaires altère les matières colorantes ; quelques-unes d'entre elles sont tout d'abord avivées par l'oxygène ; telle est la teinture de tournesol qui, lorsqu'elle a été décolorée par son séjour prolongé dans des vases fermés, reprend sa teinte au contact de l'air. M. Kulhmann, qui a étudié l'action de l'air sur les principes colorants, admet comme loi générale que l'oxygène est le principal agent de coloration, et que tout corps qui peut enlever cet élément aux couleurs organiques, doit, par son contact, faire disparaître ces couleurs, sans toutefois les détruire ; c'est ainsi qu'agissent l'hydrogène, l'acide sulfureux, le protoxyde d'étain, etc. Lorsque l'action désoxygénante a cessé, le contact prolongé de l'oxygène ou de l'air doit suffire pour reproduire la couleur. Mais si l'oxygène se trouve accumulé en quantité trop considérable, il devient à son tour une cause de destruction pour les couleurs ; c'est ainsi qu'agissent le chlore et l'air dans le blanchîment des toiles ; en effet, le chlore détruit toutes les matières colorantes à la température ordinaire, en absorbant l'hydrogène de ces matières, et rendant l'oxygène prépondérant.

Presque toutes les matières colorantes sont solubles dans l'eau ; il en est quelques-unes qui se dissolvent dans l'alcool, les huiles, l'éther ; ces différents liquides acquièrent ordinairement la couleur de la matière sur laquelle on les fait agir. — Les acides et les alcalis font éprouver aux matières colorantes des changements qui sont d'autant plus manifestes que l'acide ou l'alcali est plus puissant ; ces changements sont dus à de véritables combinaisons qui se forment entre le réactif et la matière colorante ; ce qui le prouve, c'est que l'on peut faire reparaître par un acide les couleurs altérées par les alcalis, *et vice versa*. Mais lorsque l'acide ou l'alcali que l'on a d'abord fait agir sont très-concentrés, ils peuvent altérer profondément la matière colorante, qui, dans ce cas, ne peut plus reparaître.

La plupart des oxydes métalliques et des sous-sels insolubles peuvent enlever les matières colorantes à l'eau, et former avec elles des composés insolubles que l'on désigne sous le nom de *laques;* on peut obtenir ces laques en dissolvant la matière colorante dans l'eau, y versant une dissolution d'alun et quelquefois de bi-chlorure d'étain, et ajoutant ensuite à la liqueur une quantité suffisante d'une solution de potasse, de soude ou d'ammoniaque.— Le charbon très-divisé peut s'unir à certaines matières colorantes, et décolorer l'eau qui les tenait en dissolution ; dans les arts, on tire parti de cette propriété pour blanchir les sirops.

Les principes immédiats colorants que l'on a pu extraire jusqu'à ce jour, sont : l'alizarine, la brésiline, la carmine, la carthamine, la curcumine, l'érythrine, l'hématine, l'indigotine, la lutéoline, la morine, l'orcanettine, l'orcine, la polychroïte, la purpurine, le quercitrin, la santaline, la varioline et la xantine.

Alizarine.

Cette substance est une des matières colorantes de la garance, qui contient encore deux autres principes colorants, la *purpurine* et la *xantine*. MM. Collin et Robiquet ont obtenu l'alizarine pour la première fois en 1826. — On peut l'extraire de la garance en soumettant, pendant quelques jours, cette racine pulvérisée à l'action d'un poids égal au sien d'acide sulfurique concentré, qui charbonne les matières étrangères à l'alizarine, puis lavant la masse pour extraire l'acide, séchant le résidu et le soumettant d'abord à l'action de l'alcool froid, qui en sépare une matière grasse, puis à celle de l'alcool bouillant, qui dissout l'alizarine. On étend ensuite la solution alcoolique avec de l'eau, on distille pour en séparer l'alcool, et on filtre pour recueillir l'alizarine, qui est peu soluble dans l'eau. — Cette substance est inodore, insipide, soluble en toutes proportions dans l'alcool et dans l'éther, communiquant au premier dissolvant une couleur rose, et au second une couleur d'un beau jaune d'or. — La potasse, la soude et l'ammoniaque prennent une belle couleur *pensée* lorsqu'on projette un peu d'alizarine dans leur solution. L'acide sulfurique la dissout et devient rouge de sang. — Elle s'unit avec facilité aux tissus mordancés, et fournit tous les tons que l'on obtient avec la garance ellemême.

La substance que MM. Gauthier-Claubry et Persoz ont extraite de la garance, et qu'ils ont décrite sous le nom de *matière colorante rouge*, se rapproche beaucoup de l'alizarine de MM. Collin et Robiquet.

Brésiline.

C'est le nom du principe colorant du bois de Brésil (*cæsalpina crista*). La brésiline offre peu d'intérêt.

Carmine.

La carmine appartient au règne animal : c'est la matière colorante de la cochenille ; MM. Pelletier et Caventou sont parvenus à l'isoler en 1818. — Pour l'obtenir, on traite d'abord la cochenille par de l'éther sulfurique bouillant, qui se colore en jaune et enlève une grande partie de la matière grasse ; on met ensuite la cochenille en contact avec de l'alcool, qui dissout la carmine, un peu de matière grasse et un peu de matière animale qui ne tardent pas à cristalliser sous forme de petits grains d'une couleur rouge. On les traite à froid par de l'alcool très-concentré, qui ne dissout que la carmine et la matière grasse ; en ajoutant de l'éther à cette dissolution, le mélange se trouble et laisse déposer au bout de quelques jours de la carmine pure (Pelletier et Caventou).

Propriétés. La carmine est grenue et cristalline, d'un rouge-pourpre éclatant, inaltérable à l'air, fusible à + 50°, très-soluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool rectifié, insoluble dans l'éther et les huiles. — Les acides faibles la dissolvent et la font passer du rouge à l'écarlate, puis à l'orangé, et enfin au jaune ; les alcalis, au contraire, la font tourner au violet. L'eau de chaux précipite la dissolution aqueuse de carmine en violet. Les changements que les acides apportent à cette couleur, peuvent être neutralisés par les alcalis, *et vice versa*. L'élévation de température altère profondément la carmine. — L'alumine en gelée décolore la solution de cette matière colorante, et donne naissance à une laque qui est d'un très-beau rouge à la température ordinaire ; cette laque devient violette à la température de + 100° — L'acétate de plomb, le proto-chlorure d'étain et l'azotate de protoxyde de mercure précipitent la solution de carmine en violet ; l'azotate de bi-oxyde de mercure y forme un précipité rouge-écarlate. L'azotate de plomb, les sels de cuivre, de baryte, de strontiane et de chaux font tourner la couleur de cette solution au violet comme les alcalis ; les sels de potasse, soude, ammoniaque et alumine la font passer au cramoisi ; le bi-chlorure d'étain au rouge vif.

Composition. La carmine est formée de 6,66 d'hydrogène (26 atomes), 49,33 de carbone (16 atomes), 3,56 d'azote (1 atome), et 40,45 d'oxygène (10 atomes).

Usages. La carmine pure est sans usages ; unie à un acide et à une matière animale, elle constitue le *carmin*, qui est très-employé en teinture.

Carthamine.

Cette matière colorante a été isolée pour la première fois par M. Dufour ; elle s'extrait des fleurs du carthame (*carthamus tinctorius*). — On l'obtient en lavant d'abord la fleur à grande eau,

afin de la débarrasser d'une matière colorante jaune, qui accompagne la carthamine, puis on la met en contact pendant une heure, à la température ordinaire, avec son poids de carbonate de soude, en solution dans dix parties d'eau ; on passe ensuite la liqueur à travers un linge serré, on sature l'alcali par du jus de citron et on y plonge des écheveaux de coton ; il y a aussitôt décomposition du carbonate de soude et combinaison de la matière colorante avec le coton. — On lave celui-ci, et on le traite par une nouvelle solution de carbonate de soude qui redissout la matière colorante ; enfin on précipite cette dernière par le jus de citron ; elle se rassemble peu à peu au fond du vase : en la faisant sécher, elle prend une teinte cuivrée.

Propriétés. La carthamine est pulvérulente, l'air humide et les rayons solaires l'altèrent promptement. Elle est insoluble dans l'eau, dans les acides affaiblis, les huiles fixes et les huiles volatiles ; elle est un peu soluble dans l'éther et dans l'alcool, très-soluble dans les alcalis caustiques et carbonatés qu'elle colore en jaune. Les acides la précipitent de ces dernières dissolutions, où elle paraît faire fonction d'acide. M. Dœbereiner a proposé de l'appeler *acide carthamique.*

La matière colorante rouge du carthame, lorsqu'elle est fixée sur la soie, le fil et le coton, leur donne des nuances très-fugaces, qui peuvent varier depuis le rose de chair jusqu'au rouge-cerise.— C'est avec la carthamine que l'on prépare le rouge dont les femmes se servent pour la toilette : cette préparation se fait en broyant cette matière avec du talc finement pulvérisé et passé au tamis de soie.

Curcumine.

La curcumine est la matière colorante de la racine du curcuma (*curcuma longa*). — On peut l'extraire en traitant cette racine par l'alcool bouillant, qui dissout la curcumine et une matière brune, puis évaporant à siccité et traitant par l'éther, qui ne dissout que la curcumine, et la laisse déposer par l'évaporation. — Elle est solide, d'un brun-rougeâtre en masse, jaune quand elle est divisée, douée d'une saveur âcre et poivrée, fusible au-dessus de + 40°, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther qu'elle colore en jaune ou en rouge-orangé plus ou moins foncé, suivant l'état de concentration de la dissolution. Les alcalis la font passer au rouge-brun ; les acides concentrés la dissolvent et se colorent en rouge.

Erythrine.

M. Heeren a donné le nom d'*érythrine* à une matière qu'il a extraite du *lichen rocella* : cette matière n'est point colorée par elle-même ; mais elle prend une teinte d'un beau rouge-violet sous l'influence de l'air et de l'ammoniaque ; elle a, sous ce rapport, beaucoup d'analogie avec l'*orcine* (voyez plus loin). — C'est avec le *lichen rocella* que l'on prépare *l'orseille des îles.* — On peut préparer l'érythrine en pétrissant, pendant quelque temps à la température ordinaire, un mélange du lichen qui la fournit et d'une petite quantité d'ammoniaque, puis, étendant ce mélange avec de l'eau, ajoutant à la liqueur du chlorure de calcium, qui précipite l'acide rocellique à l'état de rocellate de chaux, puis filtrant et précipitant l'érythrine par un léger excès d'acide chlorhydrique. —Pour la purifier, il faut la faire redissoudre et la chauffer jusqu'à + 100° ; par le refroidissement, elle se dépose sous forme d'une poudre que l'on fait digérer avec de l'alcool tiède et du charbon animal. En mêlant à la liqueur alcoolique filtrée une fois et demie son volume d'eau bouillante, l'érythrine se dépose sous forme d'une poudre blanche. — Elle est inodore, insipide, soluble dans 170 parties d'eau bouillante et dans 22 parties d'alcool ; mise en contact avec l'air et les dissolutions de potasse et de soude, elle acquiert une couleur brune-rougeâtre ; l'ammoniaque lui donne une teinte plus vive. La solution d'érythrine, dans les alcalis, finit par se décomposer à l'abri du contact de l'air, et par se transformer en une substance que l'on désigne sous le nom d'*amer d'érythrine.*

Hématine.

Elle a été séparée, par M. Chevreul, du bois de campêche (*hœmatoxylum campechianum*). — On la prépare en faisant digérer, pendant quelques heures, le bois de campêche en poudre dans l'eau à + 55° environ ; puis filtrant, et mettant le résidu en contact pendant un jour avec de l'alcool à 36 degrés. Au bout de ce temps, on filtre la liqueur, on la

concentre jusqu'à ce qu'elle ait épaissi, on y ajoute un peu d'eau, on l'évapore de nouveau à une douce chaleur et on la laisse refroidir. On obtient de cette manière des cristaux d'hématine qui n'ont besoin que d'être lavés et séchés.

Propriétés. L'hématine est cristallisée en petites écailles d'un blanc-rose; douée d'une saveur légèrement astringente, âcre et amère; elle est soluble dans l'eau bouillante qu'elle colore en rouge-orangé: cette couleur passe au jaune par le refroidissement. Lorsqu'on fait évaporer cette dissolution, elle laisse déposer des cristaux d'hématine : en y ajoutant un acide saturé d'oxygène, elle passe au jaune, puis au rouge; l'ammoniaque et la potasse font passer la dissolution d'hématine au pourpre ; si l'alcali est en excès, la couleur devient d'un brun-violet. Les acides sulfureux et sulfhydrique détruisent l'hématine. — Lorsqu'on la chauffe, elle fournit des produits ammoniacaux. — Cette matière colorante n'est pas employée à l'état de pureté ; mais elle fait partie des couleurs que l'on prépare avec le bois de campêche: ces couleurs sont principalement le violet et le noir.

Indigotine bleue.

Ce principe existe dans l'indigo. — On peut l'obtenir en mettant de l'indigo ordinaire, réduit en poudre, dans un creuset de platine ou d'argent que l'on ferme exactement et que l'on place ensuite sur quelques charbons ardents : l'indigotine se sublime et vient cristalliser à la partie moyenne du creuset; on débarrasse ensuite ces cristaux d'un peu de matière rouge et d'huile avec lesquelles ils sont mêlés, en les traitant par l'alcool qui les dissout.

Propriétés. L'indigotine est solide, d'un bleu cuivré, sans saveur, sans odeur, inaltérable à l'air froid. Lorsqu'on la soumet à l'action de la chaleur en vases fermés, elle se partage en deux parties : l'une se sublime, l'autre se décompose en fournissant des produits ammoniacaux. Elle est insoluble dans l'eau et dans l'éther, soluble dans l'alcool bouillant, qui se colore en bleu et la laisse précipiter par le refroidissement, soluble dans l'acide sulfurique concentré, qu'elle colore en beau bleu, sans qu'il y ait dégagement d'acide sulfureux. La solution sulfurique d'indigotine contient trois composés bleus différents : 1° du *sulfate d'indigotine*, que M. Berzélius désigne sous le nom d'*acide sulfo-indigotique*; 2° de l'*hypo-sulfate d'indigotine* ou *acide hypo-sulfo-indigotique* de M. Berzélius; 3° du *pourpre d'indigo* ou *acide sulfo-phécinique* de M. Chevreul. Ce dernier produit ne prend pas toujours naissance : un excès d'acide le détruit, et quand on se sert de l'acide fumant, on ne peut l'obtenir que lorsqu'on a le soin d'étendre d'eau la dissolution d'indigo aussitôt qu'elle a été opérée. M. Berzélius considère le pourpre d'indigo comme formé d'acide sulfurique et d'indigotine modifiée. — L'acide azotique exerce une très-vive action sur l'indigotine, la décompose en se décomposant lui-même, et la transforme en acide indigotique; si l'on opère sur de l'indigo du commerce, on obtient de plus une espèce de matière résineuse ou huileuse, du tannin artificiel, etc. — A l'aide de la chaleur, l'acide chlorhydrique et les alcalis communiquent une teinte jaunâtre à l'indigotine. — L'acide sulfhydrique, le sulfhydrate d'ammoniaque, la dissolution de proto-chlorure d'étain dans la potasse, le sulfate de fer uni à la chaux, l'orpiment dissous dans la potasse, etc., décomposent l'indigotine, soit à froid, soit à chaud, s'emparent d'une portion de son oxygène, et la ramènent à l'état d'indigotine au minimum d'oxydation (indigotine blanche). L'indigotine, ainsi désoxydée, repasse au bleu par le contact de l'air.

Composition. L'indigotine est formée, d'après M. Dumas, de 3,93 d'hydrogène (15 atomes), 72,34 de carbone (45 at.), 11,13 d'azote (3 at.) et 12,60 d'oxygène (3 at.).

Usage. La solution sulfurique d'indigo du commerce est employée pour teindre la laine et la soie en bleu et en vert dits de Saxe, et pour déterminer les titres des chlorures.

Indigotine blanche.

Cette substance, que M. Dœbereiner a désignée sous le nom d'*acide isatique*, existe probablement dans toutes les plantes indigofères. — On peut l'obtenir en traitant l'indigotine bleue par l'eau, le sulfate de fer et la chaux, laissant la liqueur s'éclaircir, la faisant ensuite passer, à l'aide d'un siphon, dans une éprouvette, et la traitant, à l'abri du contact de l'air, par quelques gouttes d'acide sulfurique ou d'acide acétique

privés d'air par l'ébullition : l'indigotine blanche se précipite alors sous forme de flocons, qui doivent être recueillis, lavés avec de l'eau bouillie, puis pressés entre des feuilles de papier à filtrer et desséchés dans le vide. — — L'indigotine blanche est solide, d'un blanc-grisâtre, inodore, insipide, sans action sur le papier de tournesol, douée d'une apparence cristalline ; elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans l'éther. Lorsqu'on expose à l'air l'indigotine blanche, dissoute ou simplement humide, elle bleuit rapidement en absorbant de l'oxygène ; si elle est bien desséchée, cette oxydation ne s'opère que dans l'espace de quelques jours à la température ordinaire, mais peut être obtenue instantanément en la chauffant graduellement. — L'acide azotique, employé en petite quantité, la fait passer au bleu en l'oxydant ; en quantité plus considérable, il la détruit. L'acide sulfurique fumant la dissout en prenant une couleur pourpre, qui devient bleue par l'addition de l'eau. — Elle ne contient que le tiers de la quantité d'oxygène de l'indigotine bleue.

Lutéoline.

La lutéoline est la matière colorante de la gaude (*reseda luteola*). Elle a été extraite de cette plante pour la première fois en 1830, par M. Chevreul.

Morine.

La morine est la matière colorante du bois jaune (*morus tinctoria*). On en distingue deux espèces, savoir : la *morine jaune* et la *morine blanche*.

Orcanettine.

Cette substance, que l'on désigne encore sous les noms d'*anchusine* et d'*acide anchusique*, se trouve dans la partie corticale des racines de l'*anchusa tinctoria*. — On peut l'obtenir en traitant cette partie végétale par l'éther, et faisant ensuite évaporer ce liquide. — L'orcanettine, qui a été étudiée avec soin par M. J. Pelletier, est solide, d'un rouge-orangé très-foncé, d'une cassure résineuse, fusible au-dessous de + 60°, fournissant, quand on la chauffe avec précaution, des vapeurs d'un rouge-violet qui se condensent en flocons très-légers ; quand on la chauffe davantage, elle se décompose en donnant les produits des matières non azotées. — Lorsqu'on la met, pendant quelques heures, en contact avec l'eau pure, elle s'altère, devient violette et passe ensuite au bleu, puis au noir. Elle est soluble dans l'alcool, les huiles, les corps gras et l'éther. Les alcalis la dissolvent aussi et forment des combinaisons bleues qui sont solubles dans l'alcool et dans l'éther, s'ils sont neutres, et qui acquièrent une couleur rouge lorsqu'on sature l'alcali par un acide. — Elle est formée de 6, 826 d'hydrogène (20 at.), 71, 178 de carbone (17 at.) et 21, 996 d'oxygène (4 at.)

Orcine.

L'orcine a été extraite en 1829 du *variolaria dealbata* et du *lichen dealbatus acharius*, par MM. Robiquet et Chedehoux ; elle y accompagne une autre matière colorante que l'on désigne sous le nom de *varioline*. Les plantes qui fournissent l'orcine sont employées à la préparation de l'*orseille de terre*. — On peut obtenir l'orcine en traitant, à plusieurs reprises, le lichen par l'alcool bouillant, filtrant la dissolution alcoolique et lui donnant la consistance d'extrait par une évaporation ménagée. On broie ensuite cet extrait dans un mortier, avec de l'eau que l'on renouvelle jusqu'à ce qu'elle sorte sans saveur, puis on concentre la liqueur jusqu'en consistance sirupeuse, et on l'abandonne dans un lieu frais, où elle fournit en quelques jours de longues aiguilles d'orcine, que l'on purifie en les soumettant à la presse, les faisant dissoudre dans l'eau, les décolorant par le charbon animal et les faisant cristalliser de nouveau.

L'orcine est blanche, d'une saveur sucrée et un peu nauséabonde ; lorsqu'on la chauffe en vase clos, elle fond, bout, se vaporise sans altération et se condense à la partie supérieure du vase en une masse cristalline. Elle est soluble dans l'eau et dans l'alcool. Sa dissolution aqueuse reste inaltérable à l'air ; si on la traite par un peu de potasse ou de soude, elle passe au fauve et acquiert en quelques jours une couleur rouge-brune foncée. L'ammoniaque lui donne une teinte plus vive. Si, au lieu de faire agir l'ammoniaque sur la solution d'orcine, on la met en contact avec cette matière à l'état solide, l'orcine brunit, acquiert une couleur violette lorsqu'on la laisse exposée à l'air, et se dissout alors dans l'eau en la colorant en rouge-violet très-beau.

Polychroïte.

La polychroïte est la matière colorante du safran. — On la prépare en traitant l'extrait aqueux de safran par de l'alcool à 40 degrés, distillant jusqu'à ce qu'on ait obtenu les trois quarts de l'alcool, et mêlant au résidu un peu de potasse ou de soude, qui opère la séparation d'une huile essentielle qui était unie à la polychroïte : on parvient à enlever toute cette huile par des lavages successifs. — La polychroïte est pulvérulente, d'un rouge écarlate lorsqu'elle est sèche, jaunâtre quand elle est humectée ; elle est inodore, douée d'une saveur légèrement amère, très-peu soluble dans l'eau froide, un peu plus soluble dans l'eau chaude, très-soluble dans l'alcool concentré, dans l'éther, dans les huiles fixes et les huiles volatiles et dans les alcalis. Lorsqu'on sature par un acide les solutions alcalines de polychroïte, cette matière s'en précipite en beaux flocons. Elle ne contient point d'azote au nombre de ses éléments.

Purpurine.

La purpurine accompagne l'alizarine dans la racine de garance ; elle a été découverte en 1827 par MM. Collin et Robiquet. Elle a été décrite par MM. Gaultier-Claubry et Persoz sous le nom de *matière colorante rose de la garance*. — Elle se distingue de l'alizarine, parce qu'elle est soluble dans une dissolution d'alun, insoluble dans le carbonate de soude et dans le proto-chlorure d'étain, si ce n'est par l'intermède de la potasse ; parce qu'elle communique aux tissus des teintes qui tirent sur le rose, et qu'elle colore les solutions alcalines en rouge, tandis que l'alizarine leur communique une couleur pensée.

Quercitrin.

Le quercitrin est le principe colorant du *quercitron* ; il a été découvert par M. Chevreul. Sa composition et sa nature ne sont pas encore bien connues.

Santaline.

La santaline est la matière colorante du bois de santal rouge (*pterocarpus santalinus*). On peut l'obtenir en divisant le bois de santal, et le traitant à plusieurs reprises par de l'alcool presque bouillant, qui dissout la santaline et la laisse déposer par évaporation (J. Pelletier). — Cette matière est solide, rouge, fusible à + 100°, décomposable sans fournir de produits ammoniacaux. Elle est peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, l'éther, l'acide acétique, les dissolutions de potasse, soude et ammoniaque : quelques huiles essentielles, telles que celles de lavande, de romarin, peuvent aussi en dissoudre une petite quantité. Le chlore la détruit et la convertit en une espèce de matière résineuse, jaune. — L'acide sulfurique concentré la charbonne ; l'acide azotique la décompose en donnant naissance à de l'acide oxalique, à de la matière jaune, amère, etc. — Elle est composée de 6, 37 d'hydrogène (16 at.), 75, 03 de carbone (16 at.) et 18, 60 d'oxygène (3 at.)

Varioline.

La varioline accompagne l'orcine dans le *variolaria dealbata*. Elle cristallise en aiguilles blanches, fusibles, en partie volatiles, en partie décomposables, solubles dans l'alcool et dans l'éther ; elle ne se colore pas sous l'influence des acides et des alcalis.

Xantine.

La xantine est une matière extractiforme, jaune, qui se trouve dans la garance, où elle est unie à l'alizarine.

CHAPITRE VII.

Principes de teinture (1).

La teinture est un art qui a pour objet la fixation des matières colorantes sur certaines substances. — Les principales substances que l'on teint sont les fils et les tissus de coton, de chanvre, de lin et de soie. Pour les teindre, il faut en général les soumettre à trois opérations : la première consiste à les blanchir ; la seconde à les unir à des corps qui augmentent leur affinité pour les matières colorantes (*mordants*) ; la troisième à dissoudre ces matières et à plonger le corps à

(1) Entièrement étranger à l'art de la teinture, j'ai dû me borner ici au rôle de copiste : tout le chapitre sur la teinture a été extrait de l'excellent traité de chimie de M. Thénard.

teindre dans le bain qui en résulte. — Les fils et les tissus destinés à la teinture, devant être blanchis plus ou moins parfaitement, on distingue deux sortes de blanchîment : la première ne peut suffire que lorsqu'on veut obtenir des teintes foncées ; elle s'appelle *décreusage* lorsqu'on opère sur le lin, le coton, le chanvre et la soie, et *désuintage* quand on opère sur la laine. La seconde, plus parfaite, n'est mise en usage que pour les fils et les tissus qui doivent recevoir une teinte légère et partielle : elle conserve le nom de *blanchîment*.

Décreusage. On donne ce nom à une opération par laquelle on se propose d'enlever aux fils et aux tissus de coton, de lin, de chanvre et de soie, les corps étrangers qui les recouvrent, en altèrent plus ou moins la blancheur, en diminuent la flexibilité et s'opposent à l'action des matières colorantes. — Supposons que l'on veuille décreuser 100 kilog. de fils ou de tissus de coton, de chanvre ou de lin, on les fera bouillir dans l'eau pendant deux heures, puis, après les avoir laissés égoutter, on les remettra sur le feu avec 15 seaux d'eau et 1 kilog. $\frac{1}{2}$ de soude de commerce, si l'opération se fait sur du coton, et 2 kilog., si elle a lieu sur le fil : l'alcali devra être rendu caustique par la chaux. L'ébullition sera entretenue pendant 2 heures, après quoi les fils ou les tissus seront lavés à grande eau, puis exposés à l'air. — La soie se décreuse d'une manière particulière ; cette opération doit être faite de telle façon que la soie ne perde rien de sa solidité : on y parvient en la traitant, à la température de l'ébullition, par des quantités variables de savon et d'eau. Le décreusage de la soie jaune, pour les couleurs foncées, s'opère à Lyon en employant une partie de savon sur 4 de soie, et maintenant l'ébullition pendant 4 heures. Le décreusage pour les couleurs claires se partage en deux parties : la première prend le nom de *dégommage*, et la seconde de *rebouillage* ou de *cuite*. Dans le dégommage, on emploie 30 parties de savon pour 100 de soie et l'on fait bouillir la dissolution pendant 15 minutes. Dans la cuite, on emploie la même quantité de savon que dans le dégommage ; mais on tient la soie pendant 4 heures dans la dissolution bouillante. M. Roard a constaté qu'une ébullition aussi prolongée altère souvent les soies sans contribuer à leur décreusage : aussi ne les fait-il bouillir que pendant une heure $\frac{1}{2}$ dans 15 fois leur poids d'eau contenant plus ou moins de savon, suivant la couleur qu'il veut leur donner, et avant cette opération, il plonge la soie pendant une demi-heure dans le bain non encore bouillant.

Désuintage. La laine est naturellement enduite d'une matière brune à laquelle on donne le nom de *suint*. Plus une laine est fine, plus elle en contient ; celle des mérinos en contient les deux tiers de son poids, tandis que les laines communes n'en contiennent que le quart du leur. — On les désuinte par un procédé qui consiste à tremper les laines dans de l'eau mêlée avec le quart de son poids d'urine putréfiée, c'est-à-dire d'urine ammoniacale, et à les remuer de temps en temps, en ayant soin d'entretenir l'eau à une température assez élevée pour qu'on puisse à peine y tenir la main. Au bout d'un quart-d'heure, on les retire de la chaudière, on les fait égoutter, et on les porte à la rivière où elles sont lavées dans de grands paniers jusqu'à ce que l'eau en sorte limpide : alors on les fait égoutter de nouveau et on les fait sécher au soleil.

Blanchîment. On sait depuis long-temps que les fils et les tissus de chanvre, de lin, de coton, peuvent acquérir un grand degré de blancheur par le contact successif et long-temps prolongé de l'air, de l'eau et de la lumière ; mais ce procédé a l'inconvénient d'être très-long et de nuire à la solidité des matières que l'on blanchit. Berthollet en a fait connaître un bien plus prompt, et qui altère moins les fils et les tissus. Ceux-ci peuvent être regardés comme des composés de fibres blanches, unies à une certaine quantité de matière colorante. Cette matière est insoluble dans l'eau, dans les acides, et peu soluble dans les alcalis ; mais le chlore la détruit en s'emparant d'une portion de son hydrogène ; il la transforme en une nouvelle substance toujours insoluble dans l'eau et dans les acides, mais très-soluble dans les alcalis. C'est sur ces faits qu'est établie la théorie du procédé de Berthollet. — Suivant ce célèbre chimiste, les fils et les tissus de chanvre, de lin, de coton, se blanchissent en les faisant tremper dans l'eau pendant quelques jours, les lessivant à plusieurs reprises, les plongeant, après chaque lessive, dans le chlore liquide, les traitant par l'acide sulfurique très-faible, les lavant à grande eau, après chaque opération, les tordant et enfin les laissant sécher.

— L'eau dans laquelle on les plonge d'abord établit un commencement de fermentation qui favorise la séparation de la matière colorante, et surtout du *parou*, dont les tisserands enduisent la chaîne dans le tissage des toiles. Le chlore et la potasse agissent comme nous venons de le dire. Une seule immersion dans le chlore ne suffit point, parce que la nouvelle matière qui se produit s'oppose à l'action du chlore sur les couches intérieures de matière colorante ; et de là, par conséquent, la nécessité de faire plusieurs lessives, ainsi que plusieurs immersions. L'acide sulfurique sert à dissoudre un peu d'oxyde de fer, qui, dans le cours de l'opération, se dépose sur le coton, et lui donne une légère teinte jaunâtre ; enfin, par les lavages, on se propose de séparer le liquide dont le coton est imprégné. — Il est nécessaire de ne faire usage que d'eau très-limpide. Il faut aussi 1° que la dissolution du chlore ne soit pas trop concentrée : cette dissolution est au point convenable, lorsqu'elle peut détruire la couleur d'une fois et demie à deux fois son volume d'une dissolution faite d'abord avec une partie d'indigo et sept parties d'acide sulfurique, et étendue ensuite de 992 fois son poids d'eau ; 2° que les lessives ne soient point trop fortes : il faut, pour les obtenir, mettre dans un cuvier de la chaux vive, l'éteindre, jeter dessus deux fois son poids de potasse du commerce ou de carbonate de soude, puis ajouter plus ou moins d'eau selon la force qu'on veut donner à la lessive ; il se forme un dépôt, et on décante le liquide surnageant ; 3° que l'acide sulfurique soit étendu de 70 fois son poids d'eau ; 4° enfin que l'action de ces agents soit prolongée pendant un certain temps.

L'emploi du chlore n'est pas sans inconvénient à cause de son action sur l'économie animale, et de la difficulté que l'on éprouve à le préparer en grand : aussi commence-t-on à se servir généralement en France du chlorure de chaux, qui a l'avantage de contenir beaucoup de chlore sous un petit volume et de pouvoir être transporté au loin.

Blanchîment de la laine et de la soie. La soie n'atteint point par le décreusage le dernier degré de blancheur : pour le lui donner, il suffit de l'exposer à la vapeur du gaz sulfureux ; c'est ce que l'on fait en la plaçant sur des cordes tendues dans une chambre où l'on brûle du soufre, et que l'on tient exactement fermée. — C'est aussi de la même manière que l'on rend la laine extrêmement blanche.

Mordants. On désigne sous ce nom tous les corps qui ont la propriété de s'unir avec ceux que l'on veut teindre, et d'augmenter leur affinité pour les matières colorantes. — Les mordants dont on fait usage sont l'alun, l'acétate d'alumine, l'acétate et le sulfate de fer, le chlorure d'étain et la noix de galle. Le plus fréquemment employé est l'alun. — C'est toujours à l'état de dissolution dans l'eau que l'on combine les mordants avec les corps que l'on veut teindre ; cette opération précède ordinairement l'immersion dans le bois de teinture. — L'*alunage de la soie* s'opère en plongeant la soie, à la température ordinaire, dans de l'eau qui contient la 75e partie de son poids d'alun, la retirant du bain au bout de 24 heures, la tordant et la lavant. — Lorsqu'on veut *aluner la laine*, il faut en prendre, par exemple, 1000 parties, les faire bouillir pendant une heure dans de l'eau de son, afin de les dégraisser, les passer ensuite à l'eau froide, puis les plonger, pendant deux heures, dans une dissolution bouillante composée de 8 à 9000 parties d'eau, 250 parties d'alun, et enfin les retirer, les faire égoutter et les laver. — L'*alunage du coton, du chanvre et du lin* se fait en plongeant le corps à teindre dans de l'eau légèrement chaude, et qui contient le quart de son poids d'alun, puis le laissant dans le bain pendant 24 heures, à la température ordinaire, le lavant et le faisant sécher. Dans toutes les teintures sur laine, on peut employer tous les aluns du commerce ; mais dans les teintures sur soie et sur coton, surtout dans les couleurs claires, il ne faut se servir que d'alun au moins aussi pur que celui de Rome. — Le *mordançage des toiles imprimées* s'opère d'une manière toute particulière. Le mordant n'est uni à la toile que là où elle doit être teinte. A cet effet, il est épaissi avec de l'amidon ou de la gomme, et appliqué avec des planches en bois, gravées en relief, ou avec un rouleau d'acier, qui est lui-même gravé. Par conséquent, il doit être très-soluble dans l'eau et pour ainsi dire incristallisable. Voilà pourquoi on ne fait usage alors, en mordants alumineux et ferrugineux, que d'acétate d'alumine et d'acétate de fer. Cependant, lorsque le dessin ne doit se composer que d'une seule couleur, il arrive quelquefois que la toile est mordancée et teinte tout entière, et qu'on

enlève ensuite les portions convenables de couleur par des applications de *rongeurs*. Quelquefois encore on fait des *réserves* sur la toile, en la couvrant d'argile et d'huile.

Fixation des couleurs sur les tissus. Les matières colorantes qu'on se propose de fixer sur les fils ou sur les tissus sont solubles ou insolubles dans l'eau. Lorsqu'elles y sont solubles, ce qui arrive le plus souvent, on les dissout dans ce liquide, à la chaleur de l'ébullition, et l'on plonge le corps à teindre dans le bain, à une certaine température, et pendant un certain temps, après avoir décreusé, dégraissé ou blanchi ce corps, et l'avoir ordinairement imprégné de mordant. Lorsque, au contraire, les matières colorantes sont insolubles dans l'eau, il faut les rendre solubles par un corps intermédiaire, mettre le fil ou le tissu décreusé, désuinté ou blanchi, et sans être imprégné de mordant, en contact avec la dissolution ; puis, au moyen d'un troisième corps, précipiter ces matières. — Les soies se teignent à une température qu'on porte successivement de + 30° à + 75° : il ne faut pas que le bain ait plus de 30 à 35° pour teindre le chanvre et le lin : l'opération se fait dans un baquet. Quant aux laines, elles se teignent presque toujours au bouillon. Le coton se teint comme la soie ou comme le chanvre. — Il est nécessaire que toutes les parties du corps à teindre soient plongées également et pendant le même temps dans le bain de teinture. A cet effet, lorsqu'on opère sur des fils, on passe des bâtons dans des écheveaux : ceux-ci sont ensuite plongés dans le bain, puis retournés de temps en temps. Veut-on teindre des étoffes, l'on se sert d'un tour dont les deux extrémités sont posées sur deux fourches en fer, fixées elles-mêmes sur les bords de la chaudière. Après avoir placé sur le tour l'extrémité de la pièce, dont le reste plonge dans la teinture, on le met en mouvement, et bientôt toute la pièce passe successivement du bain sur le tour, et du tour dans le bain ; alors on imprime au tour un mouvement contraire, pour que la partie plongée la première le soit la dernière à la seconde immersion. Quant à la laine en toison, on la met sur une espèce d'échelle très-large, dont les échelons sont très-rapprochés.

Teintures rouges. Les principales substances dont on se sert pour obtenir les rouges sont le carthame, la garance, le bois de Brésil, la cochenille et l'orseille. Le carthame a été examiné (*voyez* Carthamine, page 362).

Garance (*rubia tinctorum*). Cette plante est cultivée en Alsace et dans plusieurs de nos départements du midi ; les racines sont les seules parties qui soient employées. On les arrache lorsqu'elles ont atteint leur 3e année, et on leur fait subir ensuite différentes manipulations qui ont pour objet de les trier, de les sécher, de les débarrasser de leur épiderme et de la terre qui les enveloppe, et de les réduire en poudre plus ou moins fine. La garance contient deux matières colorantes rouges, l'*alizarine* et la *purpurine*, et une jaune, la *xantine*. — Elle est principalement employée pour teindre la laine et le coton en rouge. Le rouge que l'on obtient est de deux sortes : l'un est appelé simplement *rouge de garance*, et l'autre *rouge d'Andrinople*. Celui-ci est le plus vif. On se sert aussi de la garance pour teindre la laine. Que l'on fasse chauffer une partie de garance avec 25 ou 30 parties d'eau, et qu'on y plonge une partie de laine alunée, on obtiendra des couleurs d'un rouge plus ou moins fauve qui seront dues à l'alizarine, à la purpurine et à la xantine. — MM. Gonin sont parvenus à obtenir sur la laine, avec la garance, une couleur aussi belle et aussi vive que l'écarlate de cochenille, mais qui malheureusement ne résiste pas bien au soleil. — La garance est encore employée, ainsi que l'a fait M. Mérimé, à préparer une laque qui peut remplacer la laque carminée. Pour préparer cette laque, il faut d'abord laver la garance à l'eau, afin de la priver du mucilage, de la gomme et de la matière colorante jaune qu'elle contient ; puis on la mêle avec 5 à 6 parties d'eau et une demi-partie d'alun ; on chauffe le mélange au bain-marie pendant trois heures, en le remuant de temps à autre avec une spatule de bois ; on le jette sur une toile serrée, et après avoir pressé le résidu, on filtre toutes les couleurs réunies, dont la teinte est d'un beau rouge-cerise foncé. C'est en versant peu à peu une faible dissolution de carbonate de soude dans ces liqueurs que l'on en précipite la laque : les premières portions que l'on obtient sont plus belles que les dernières, surtout en ayant soin de les agiter, de sorte qu'il est bon de fractionner les produits. Aussitôt que la laque a été lavée à grande eau, on la recueille sur

un filtre, et on la dessèche à une douce chaleur.

Bois de Brésil. Ce bois, ainsi nommé du lieu d'où il nous est venu d'abord, prend encore les noms de *bois de Fernambouc*, de *bois de sappan* ou de *bois du Japon*, de *bois de sainte Marthe* et de *brésillet.* Ces différentes sortes de bois nous sont fournies par plusieurs espèces de *cœsalpinia.* — Le bois de Brésil est très-dur, pesant, compacte, rouge à sa surface, pâle à l'intérieur; M. Chevreul en a retiré la matière colorante à laquelle il a donné le nom de *brésiline.* Il est fréquemment employé en teinture; on s'en sert pour donner à la laine un rouge très-vif, et faire sur la soie des cramoisis qui imitent ceux que l'on obtient avec la cochenille. Pour le rouge sur laine, on prend une partie de bois de Fernambouc bien divisé, 15 à 20 parties d'eau et 6 parties de laine; on fait bouillir l'eau sur le bois pendant trois quarts-d'heure, et l'on plonge la laine dans le bain bouillant pendant à peu près le même temps; puis on la lave et on la fait sécher. — Pour le faux cramoisi sur soie, on emploie les mêmes doses de bois, d'eau et de soie que pour le rouge sur laine; on prépare aussi le bain de la même manière, mais on y plonge la soie seulement à la température de 30° à 60°, pendant une heure et demie; alors on la passe dans une dissolution alcaline pour donner la teinte cramoisie. — Les couleurs de bois de Brésil ne sont pas solides.

Cochenille. La cochenille est un petit insecte qui vit sur plusieurs espèces de *cactus.* Elle se récolte facilement; il ne s'agit que de l'enlever de dessus les cactus à une certaine époque, de la faire mourir dans l'eau bouillante, de la dessécher au soleil, et de passer celle qui est fine à travers un crible; alors elle est semblable à une petite graine irrégulière, d'une couleur grise-pourprée. — D'après MM. Pelletier et Caventou, la cochenille fine est composée de carmine, d'une matière animale particulière, d'une matière grasse et d'un peu de sels de nature diverse. — La cochenille est principalement employée pour teindre la laine et la soie en écarlate, en cramoisi, et en couleurs qui se rapprochent plus ou moins de celles-ci; c'est aussi avec la cochenille que l'on prépare le carmin et la laque carminée.

La teinture écarlate s'exécute en deux opérations: la première s'appelle *bouillon*, et la seconde *rougie.* Supposons qu'il s'agisse de teindre 50 kilogrammes de drap, on versera 800 à 900 kilogrammes d'eau et 6 kilogrammes $\frac{1}{2}$ de crème de tartre dans une chaudière d'étain ou de cuivre étamé. Lorsque la liqueur sera parvenue à une température de + 50°, on l'agitera pour dissoudre la crème de tartre; on y ajoutera 2 hectogrammes $\frac{1}{2}$ de cochenille en poudre, et un moment après, 6 kilogrammes $\frac{1}{2}$ de dissolution d'étain très-limpide. Alors il faudra y plonger le drap, le faire circuler rapidement pendant deux ou trois tours, le laisser dans la teinture bouillante, l'éventer, le laver à la rivière, et procéder à la seconde opération. — Celle-ci se fait en prenant à peu près autant d'eau que pour l'opération précédente, la versant dans la chaudière, la chauffant jusqu'à ébullition, y projetant 2 kilogrammes 75 de cochenille pulvérisée et tamisée, agitant fortement le bain, y ajoutant au bout d'une demi-heure 3 kilogrammes de dissolution d'étain, le rafraîchissant seulement au point de l'empêcher de bouillir, puis y plongeant le drap, y faisant circuler celui-ci comme la première fois, le laissant dans le bain non bouillant pendant une demi-heure, le retirant, l'éventant et le faisant sécher. — La laque carminée, dont la teinte est toujours plus ou moins violette, peut s'obtenir comme toutes les autres laques. — Quant au carmin, on peut le préparer en versant une certaine quantité de solution d'alun ou d'oxalate acide de potasse dans une décoction de cochenille.

L'orseille est une pâte d'un rouge-violet. On en distingue deux espèces principales: l'*orseille de mer*, qu'on appelle encore *orseille des îles*, *orseille des Canaries*, *orseille d'herbe*; et l'*orseille de terre*; encore nommée *orseille d'Auvergne* et *orseille de Lyon.* La première est la plus estimée; elle se prépare avec le *lichen rocella;* la deuxième s'obtient avec le *lichen corallinus* et avec plusieurs espèces de *variolaria.* — La préparation de l'orseille est longue et compliquée, je n'en dirai rien ici. Cette matière colorante s'emploie ordinairement en teinture pour modifier, rehausser les autres couleurs et leur donner de l'éclat. Rarement on l'emploie seule, parce que si les teintures qu'elle donne ont beaucoup de brillant, elles manquent de solidité.

Teintures en jaune. La gaude, le quercitron, le bois jaune et le chromate de plomb sont les quatre substances dont

on se sert le plus souvent pour teindre en jaune.

Gaude (*reseda luteola*). La gaude est une plante qui croît spontanément dans nos pays, ainsi que dans presque toutes les contrées de l'Europe. Parvenue à sa maturité, on l'arrache, on la fait sécher et on la met en bottes : c'est sous cet état qu'elle est employée. — La gaude sert à teindre en jaune franc et solide la soie, la laine et le coton ; on en fixe la matière colorante par l'alun. Que l'on fasse bouillir 2 parties de gaude pendant dix minutes dans 30 à 40 parties d'eau ; qu'on passe le bain à travers une toile serrée, et qu'ensuite on y plonge pendant un quart-d'heure, à la température de 30 à 75 degrés, une partie de soie alunée, on obtiendra un jaune très-beau et très-intense. En substituant à la soie du coton décreusé et aluné, et prolongeant davantage l'immersion, l'on obtiendra également un très-beau jaune. On s'y prendrait de la même manière pour teindre la laine, si ce n'est que le bain de teinture pourrait être presque bouillant. Les couleurs de gaude sont très-solides ; on en tire un grand parti en teinture. — La matière colorante de la gaude a été nommée *lutéoline* par M. Chevreul.

Quercitron. Le quercitron est l'écorce du *quercus nigra*. Il est bien plus riche en matière colorante que la gaude. Le quercitron peut servir à teindre en jaune la laine, la soie et les matières ligneuses. Cependant il n'est guère employé que pour la teinture des toiles. — On obtiendra un jaune assez beau en traitant une partie de quercitron par 15 à 20 parties d'eau, à la température de 50 à 60 degrés, passant la dissolution à travers un tamis fin au bout de 10 à 12 minutes, et y plongeant, pendant le même espace de temps, 10 parties de laine imprégnée d'alun et de chlorure d'étain.

Bois jaune. Ce bois est celui du *morus tinctoria*. On nous l'envoie du Brésil et des Antilles sous forme de grosses bûches. Il est employé pour teindre la laine non-seulement en jaune, mais encore en vert, en bronze, etc., en l'alliant à d'autres couleurs de nuance convenable. Les jaunes qu'il donne finissent par devenir roux.

Chromate de plomb. Lorsqu'on plonge, pendant un quart-d'heure, de la soie, de la laine, du coton, du lin dans une dissolution faible de sous-acétate de plomb, à la température de 55 à 60°, et qu'après avoir lavé ces substances à grande eau, on les fait tremper dans une autre solution aussi faible que la précédente de chromate neutre de potasse, elles prennent une couleur jaune qui, au bout de 10 minutes, est parvenue à son maximum d'intensité. — Suivant M. Berthier, la couleur ainsi obtenue tire toujours sur l'orange ; mais si l'on plonge les étoffes dans l'acide acétique, elles acquièrent presque aussitôt une couleur jaune-citron, fort belle et très-éclatante, inaltérable par le savon à froid, légèrement altérable par le même réactif à la chaleur de l'ébullition, mais reprenant toute son intensité et tout son éclat par le vinaigre.

Dans quelques circonstances, on fait encore usage, pour teindre en jaune, du *curcuma*, du *fustet*, de la *graine d'Avignon*, du *rocou*, de l'*orpiment*, de l'*acide azotique*, etc.

TEINTURES EN BLEU. C'est avec l'indigo, le campêche et le bleu de Prusse que l'on fait toutes les teintures en bleu ; c'est avec l'indigo seul qu'on en obtient de solides.

Indigo. L'indigo n'a été trouvé jusqu'ici que dans un petit nombre de plantes appartenant aux genres *indigofera*, *isatis* et *nerium*. C'est surtout du genre *indigofera* qu'on l'extrait ; on cultive les plantes de ce genre à la Chine, au Japon, aux Indes, à Madagascar, en Egypte et dans les colonies de l'Amérique ; on en distingue trois espèces principales : 1° l'indigo franc (*indigofera tinctoria*) ; c'est la plus riche en principe colorant, mais l'indigo qu'elle fournit est le moins estimé ; 2° l'*indigofera disperma* ; elle donne un meilleur produit que la précédente ; on la cultive à Guatimala ; 3° l'*indigofera argentea* ; c'est de cette dernière qu'on retire le plus bel indigo, mais elle n'en contient qu'une très-petite quantité. — On prépare l'indigo de la manière suivante : lorsque la plante est parvenue à son degré convenable de maturité, on en coupe les feuilles, qu'on lave d'abord, que l'on met ensuite dans une cuve avec une quantité d'eau assez grande pour les recouvrir d'environ un décimètre de ce liquide, et que l'on maintient dans cette position par des planches chargées de poids. Bientôt la fermentation s'établit ; la liqueur devient verte, légèrement acide, se couvre de bulles et présente un grand nombre de pellicules irisées ; alors on la fait écouler dans une autre cuve placée au-dessous de la première ; on l'agite et on y ajoute une certaine quan-

tité d'eau de chaux qui facilite la séparation de l'indigo Le dépôt étant fait, on décante la liqueur, on lave l'indigo par décantation, puis on le fait égoutter et sécher à l'ombre.— L'indigo ainsi obtenu est celui qu'on trouve dans le commerce. On en distingue trois sortes : 1° l'indigo flore ou Guatimala; c'est le plus estimé; 2° l'indigo cuivré, ainsi nommé à cause de la teinte cuivreuse qu'il acquiert quand on le frotte avec un corps dur; 3° enfin l'indigo de troisième qualité, tel qu'on nous l'envoie de la Caroline.—L'indigo est un corps solide, sans saveur, sans odeur, d'un bleu pourpre, et susceptible de cristalliser en aiguilles; il est inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau et dans l'éther, sensiblement soluble dans l'alcool bouillant qu'il colore en bleu, et dont il se précipite par le refroidissement, très-soluble dans l'acide sulfurique concentré, jouissant en un mot de la plupart des propriétés que nous avons assignées à l'indigotine.

Il y a deux manières de combiner l'indigo avec les fils ou les tissus. L'une consiste à dissoudre l'indigo dans l'acide sulfurique concentré, à étendre la dissolution de 100 à 150 parties d'eau, à y plonger le corps à teindre à une température plus ou moins élevée, selon qu'on veut avoir une teinte plus ou moins foncée, à le laver et à le sécher. Les bleus que l'on obtient ainsi sont connus sous les noms de *bleus de Saxe* ou *de composition*; ils sont plus vifs, mais moins solides et moins foncés que ceux qui sont faits par la cuve. — La seconde manière d'unir l'indigo aux fils et aux tissus consiste à le ramener au minimum d'oxydation, à faciliter sous cet état sa dissolution dans l'eau par un alcali, et à mettre alternativement, et à plusieurs reprises, le corps à teindre en contact d'abord avec le bain de teinture, à la température de 40 à 45°, et ensuite avec l'air. Chaque immersion a pour objet d'imprégner le corps d'une certaine quantité d'indigo désoxygéné, et chaque exposition à l'air de rendre cet indigo insoluble en le ramenant à son état naturel, et d'opérer sa combinaison. A sa première sortie du bain, le corps paraît jaunâtre; bientôt il devient vert, parce qu'il se trouve imprégné de jaune et de bleu, et enfin il passe entièrement au bleu. — Quant aux détails qui sont relatifs au manuel de ces opérations, ils sont trop longs et trop compliqués pour qu'il soit possible de les donner ici.

Campêche, bois d'Inde. On nomme ainsi le tronc de l'*hœmatoxylum campechianum* qui croît au Mexique et aux Antilles. Il nous est apporté sous forme de bûches plus ou moins volumineuses. Il est pesant, compacte, susceptible d'un beau poli, presque incorruptible, brun rougeâtre extérieurement, et, quand il est de bonne qualité, d'une couleur orangée-rougeâtre dans son intérieur. On ne teint que la laine en bleu par le bois de campêche. Cette teinture se fait comme le rouge de Brésil, si ce n'est qu'on ajoute au bain une certaine quantité de vert-de-gris ou d'alcali. On se sert aussi du campêche pour teindre la laine en bleu; on s'en sert encore pour la teindre en violet, ainsi que la soie; alors on se contente d'aluner ces substances sans rien ajouter au bain. — Le campêche entre aussi dans la composition des bains de teinture en noir, comme donnant à cette teinte du lustre et du velouté. Enfin en le mêlant avec d'autres substances colorantes, on obtient un grand nombre de couleurs composées.

Bleu de Prusse. Nous parlerons plus loin de la composition, de la préparation et des propriétés de cette substance. — Le bleu de Prusse sert à teindre la soie. Pour faire cette opération, il faut, après avoir décreusé la soie, la plonger pendant un quart-d'heure, à la température ordinaire, dans de l'eau contenant environ la vingtième partie de son poids de sulfate de peroxyde de fer, la laver, la tenir une demi-heure dans un bain de savon presque bouillant, la laver de nouveau, et la mettre à froid dans une dissolution très-faible de cyanure jaune de potassium et de fer, acidulée par l'acide sulfurique ou l'acide chlorhydrique. Dès que la soie y est plongée, elle se colore, et n'a plus besoin, au bout d'un quart-d'heure, que d'être lavée, puis avivée par une eau très-légère de carbonate d'ammoniaque, et enfin séchée pour être versée dans le commerce. — Cette couleur se ternit au soleil et reprend tout son éclat à l'obscurité.

Tournesol. Bien que le tournesol ne soit pas employé dans l'art de la teinture, c'est ici le lieu d'en parler. — Le tournesol est une matière colorante d'un bleu violet, qui existe dans le commerce sous deux états, en pain ou en drapeau. — Le tournesol en drapeau se prépare près de Montpellier, en imprégnant des chiffons de suc de *croton tinctorium*, et les exposant dans des cuves aux vapeurs

ammoniacales que laisse exhaler un mélange d'urine putréfiée et de chaux; il est employé pour teindre en bleu le papier à sucre, et colorer extérieurement le fromage de Hollande. — Les auteurs ne sont pas d'accord sur la plante qui sert à obtenir le tournesol en pain : ce qui paraît certain, c'est que toutes les plantes propres à la fabrication de l'orseille sont susceptibles de fournir le tournesol en pain. On pulvérise la plante bien séchée, on la mêle avec la moitié de son poids de cendres gravelées, et on ajoute assez d'urine au mélange pour la mettre en pâte molle. Il entre peu à peu en fermentation. Alors on l'arrose de temps en temps avec une nouvelle quantité d'urine, jusqu'à ce que la pâte ait pris d'abord une couleur pourpre, puis une nuance plus foncée. Lorsqu'elle est en cet état, on la pétrit avec plus ou moins de craie qui lui donne la consistance plastique, on la moule et on la fait sécher à l'ombre. — Le tournesol est employé comme réactif pour reconnaître les acides et les alcalis.

Teintures en noir et en gris. La matière colorante de cette teinture est un composé de peroxyde de fer, d'acides tannique et gallique; elle est insoluble dans l'eau. Sa couleur naturelle est d'un gris-violet; elle ne semble noire qu'autant qu'elle est concentrée : par conséquent, en fixant une grande quantité de cette matière sur les étoffes, elles paraîtront noires, et en en fixant de moins en moins, elles passeront du gris-violet le plus brun jusqu'au plus clair.

Teintures en couleurs composées. Les procédés à l'aide desquels on parvient à obtenir ces couleurs, consistent en général à plonger le corps à teindre successivement dans divers bains colorants, ou quelquefois dans un seul formé de diverses matières colorantes : c'est ainsi que tous les verts se font, en passant les fils ou les tissus, d'abord dans un bain bleu, et ensuite dans un bain jaune. Le violet, le pourpre, l'amaranthe, le lilas, la nuance pensée, etc., etc., se préparent en fixant sur l'étoffe une plus ou moins grande quantité de bleu et de rouge; le coquelicot, le brique, le capucine, l'aurore, les canelles, etc., en l'imprégnant de rouge et de jaune.

CHAPITRE VIII.

Principes immédiats azotés.

Il ne doit être question ici que des principes immédiats azotés qui ne jouissent pas des propriétés alcaloïdes. — Les corps qui doivent être décrits dans ce chapitre sont : l'albumine végétale, l'amygdaline, l'asparagine, la benzamide, la caféine, la diastase, la fungine, le gluten, la narcéine, le mélam, la mélamine, l'ammélide, l'amméline, la cyanamide, l'oxamide, la paraménispermine, le pipérin, le staphisain, la succinamide et le vératrin.

Albumine végétale.

L'albumine végétale est un principe immédiat qui existe dans les graines de plusieurs graminées (froment, seigle, orge, maïs), dans celles des légumineuses et de toutes celles qui produisent des émulsions lorsqu'on les broie avec de l'eau ; elle existe aussi dans les sucs végétaux qui se coagulent par l'action de la chaleur. Ce principe a la plus grande analogie avec l'albumine animale, dont je ferai connaître plus loin les propriétés.

Amygdaline.

Cette substance a été découverte en 1830 par MM. Robinet et Boutron-Charlard; elle existe dans les amandes amères; elle offre cela de particulier que son extraction prive ces amandes de la propriété de fournir de l'huile essentielle et de l'acide cyanhydrique, lorsqu'on les distille avec de l'eau. Elle cristallise en aiguilles blanches, réunies en groupes concentriques; elle est sans odeur, d'une saveur d'abord amère, puis sucrée, qui rappelle celle des amandes amères; elle est inaltérable à l'air, insoluble dans l'éther, soluble dans l'alcool, surtout à chaud. Sa formule est H^{23} C^{19} Az O^{7}.

Asparagine.

Cette substance, encore nommée *asparamide*, a été découverte par MM. Robiquet et Vauquelin; elle existe dans les thurions de l'asperge, dans les racines de guimauve, de réglisse, de grande consoude, dans les pommes de terre, les *ornithogalium* et la belladone. Wittstoch ne considère pas l'asparagine comme un principe immédiat, mais comme un *aspartate d'ammoniaque*; M. Régimbeau est porté à croire qu'elle est le résultat de la décomposition des matières azotées qui entrent dans la composition des asperges. — On prépare facilement

l'asparagine en abandonnant, pendant quelques jours, les thurions d'asperge au contact de l'air, pour leur faire éprouver un commencement de putréfaction, puis les pilant dans un mortier avec un peu d'eau, exprimant fortement le suc dans une toile, chauffant pour coaguler l'albumine, et filtrant. Le suc que l'on obtient ainsi est concentré au bain-marie jusqu'en consistance sirupeuse, et abandonné pendant une quinzaine de jours à une évaporation spontanée : l'asparagine cristallise sur les parois du vase, et doit être lavée avec de l'eau froide ou de l'alcool affaibli (Régimbeau).

Propriétés. L'asparagine cristallise en prismes droits rhomboïdaux dont le grand angle de la base est d'environ 130° ; elle présente aussi quelquefois la forme d'octaèdres rectangulaires. — Elle est soluble dans 58 fois son poids d'eau à + 13°, plus soluble dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool anhydre et l'éther sulfurique. Elle rougit sensiblement le papier de tournesol lorsqu'on l'applique sur ce réactif, après l'avoir pulvérisée et humectée avec de l'eau pure. Lorsqu'on la distille, elle abandonne d'abord 12 pour 100 d'eau de cristallisation, se boursoufle considérablement, se décompose à la manière des substances organiques azotées, et fournit un charbon spongieux qui brûle sans laisser de résidu. D'après M. Liébig, sa formule à l'état anhydre est $H^{16}\ C^{8}\ Az^{4}\ O^{6}$. Lorsqu'elle est cristallisée, cette formule est $H^{20}\ C^{8}\ Az^{4}\ O^{8}$.

Benzamide.

La benzamide est le produit de l'action du gaz ammoniac sur le chlorure de benzoyle bien pur.

Caféine.

Ce principe immédiat existe dans le café ; il y a été observé pour la première fois par M. Runge, puis par M. Robiquet. — On peut l'obtenir en versant de l'acétate de plomb dans l'infusion de café, filtrant, faisant passer un courant d'acide sulfhydrique dans la liqueur pour décomposer l'excès d'acétate, puis concentrant la liqueur : la caféine cristallise par le refroidissement. — Elle se présente sous forme d'aiguilles blanches, soyeuses, d'une saveur un peu amère, susceptibles d'entrer en fusion et de se sublimer sans laisser de résidu, solubles dans 50 parties d'eau froide, plus solubles à chaud, peu solubles dans l'alcool anhydre. Sa formule paraît être $H^{5}\ C^{2}\ Az^{2}\ O$.

Diastase.

Cette substance a été découverte en 1833 par MM. Payen et Persoz ; elle existe dans les grains d'orge, d'avoine et de blé, et dans les tubercules des pommes de terre, mais seulement après la germination à la base des radicelles et des pousses ; on la trouve aussi dans les bourgeons de l'*aylanthus tuberosa*. — Pour préparer la diastase, on prend de l'orge germée, moulue et desséchée à l'air libre, on la fait digérer dans un mélange de 3 parties d'eau et de 1 partie d'alcool à 36 degrés, puis on soumet le tout à la presse et on filtre. Le liquide obtenu de cette manière est traité par de l'alcool absolu qui précipite la diastase. On la purifie par de nouvelles dissolutions dans l'eau, en la précipitant chaque fois par l'alcool ; enfin, on la recueille sur un filtre et on la dessèche en couches minces.

Propriétés. La diastase est solide, blanche, insoluble dans l'alcool anhydre, soluble dans l'eau et dans l'alcool affaibli. Lorsqu'on la chauffe avec la fécule délayée dans de l'eau, elle possède la propriété de provoquer la prompte rupture des enveloppes des grains amylacés, et la sortie de l'amidone, qui se dissout dans l'eau. Lorsqu'on délaie 200 parties de fécule dans 1000 parties d'eau, qu'on y ajoute une partie de diastase et que l'on maintient la température entre 70 et 75°, l'amidone se convertit graduellement en sucre de raisin et en dextrine. — La diastase n'exerce aucune action sur la gomme arabique, le sucre, l'inuline, le ligneux, les téguments de la fécule, l'albumine, le gluten, etc.

Selon M. Raspail, la diastase n'est autre chose qu'un mélange de gomme, de gluten, d'acide acétique, et de la substance intérieure de la fécule.

Fungine.

M. Braconnot a donné ce nom à la substance charnue des champignons ; on l'obtient pour résidu lorsqu'on traite les champignons successivement par l'eau, l'alcool, les acides et les solutions alcalines très-faibles. La fungine est blanche, mollasse, insipide, peu élastique, insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, la po-

tasse, la soude et l'acide sulfurique affaibli. Lorsqu'on la torréfie, elle répand l'odeur de pain grillé; elle prend feu lorsqu'on l'expose à la flamme d'une bougie.

Gluten.

Le gluten est un principe immédiat qui fait partie des céréales et des légumineuses; on peut le préparer en faisant une pâte avec la farine de froment, la malaxant sous un filet d'eau, jusqu'à ce que celle-ci conserve sa limpidité, et qu'il reste dans les mains une substance blanchâtre, molle et très-élastique. Cette substance est composée de gluten, d'un mucus d'une nature particulière, et quelquefois d'amidon; on la traite par l'alcool bouillant qui ne dissout que le gluten; on ajoute de l'eau au mélange et on évapore; le gluten se sépare bientôt en flocons volumineux qui s'agglutinent lorsqu'on les remue. —Suivant M. Taddei, le gluten, traité par l'alcool dans le but de le purifier, serait décomposé en deux principes, savoir: l'un insoluble dans ce liquide et contribuant à former le résidu; il le nomme *zimôme*; l'autre soluble a été désigné sous le nom de *gliadine*. D'après cette manière de voir, on n'obtiendrait que de la gliadine en faisant passer le gluten par la série d'opérations qui viennent d'être indiquées, et le gluten ne serait pas un principe immédiat.

Propriétés. Le gluten fraîchement préparé est mou, doué d'une odeur spermatique, susceptible de s'étendre en membrane; exposé à une douce chaleur, il perd son eau, se dessèche, diminue de volume, et se transforme en une matière dure et cassante; chauffé plus fortement, il se boursoufle, noircit, et se décompose en donnant tous les produits des matières azotées.

Narcéine.

Elle a été découverte en 1833 par M. Pelletier; elle fait partie de l'opium. Cette substance, considérée d'abord comme un alcali végétal, paraît dépourvue des propriétés alcalines (Couerbe). — Elle cristallise en aiguilles blanches et soyeuses, inodores, douées d'une saveur amère et un peu styptique, insolubles dans l'éther, solubles dans 375 parties d'eau froide et dans 230 parties d'eau bouillante, solubles aussi dans l'alcool bouillant; elle est fusible à $+ 92^{\circ}$, décomposable au-delà de $+ 110^{\circ}$. Les acides lui communiquent une couleur bleue qui disparaît par l'addition de l'eau. Sa formule, d'après M. Couerbe, est $H^{20} C^{14} Az O^{6}$.

Mélam, mélamine, ammélide, ammêline.

Le *mélam* est une substance azotée, dépourvue d'oxygène, qui a été obtenue en 1834 par M. Liébig, en décomposant, à l'aide de la chaleur, un mélange de sel ammoniac et de sulfo-cyanure de potassium. Sa formule est $H^9 C^{12} Az^{11}$. — La *mélamine* est une sorte de base salifiable organique que M. Liébig a préparée en traitant le mélam par une solution bouillante de potasse caustique; elle s'unit aux acides, forme avec eux des sels qui rougissent un peu la teinture de tournesol, et peut donner des sels doubles entièrement neutre. Sa formule est $H^{12} C^{12} Az^{12}$. — L'*ammélide* se forme lorsqu'on dissout à chaud le mélam ou la mélamine dans l'acide sulfurique concentré, et que l'on précipite cette dissolution par l'alcool (Liébig). Sa formule est $H^9 C^{12} Az^9 O^3$. — L'*amméline* se prépare en faisant agir la potasse ou l'acide chlorhydrique sur le mélam; c'est une base salifiable à propriétés peu déterminées. Sa découverte est également due à M. Liébig. Sa formule est $H^{10} C^{12} Az^{10} O^2$.

Cyanamide.

M. Liébig a obtenu cette substance en faisant agir, à l'aide d'une douce chaleur, l'ammoniaque sur le chlorure de cyanogène; elle est remarquable par sa composition, car elle est formée de cinq éléments: l'hydrogène, le carbone, l'azote, l'oxygène et le chlore.

Oxamide.

Cette substance est un des produits de la distillation de l'oxalate d'ammoniaque. — Elle est blanche, pulvérulente, presque insoluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau bouillante, dans l'alcool et dans l'éther, susceptible de se sublimer sans altération lorsqu'on la chauffe. Quand on la traite par une solution de potasse et que l'on élève la température de ce mélange, l'oxamide se décompose en ammoniaque, qui se volatilise, et en acide oxalique, qui s'unit à la potasse.

Paraménispermine.

Ce principe, qui existe dans les enveloppes de la coque du Levant, a été dé-

couvert en 1833 par MM. Pelletier et Couerbe; la paraménispermine est isomère avec la *ménispermine* (*voyez* page 314).

Pipérin.

Le pipérin, ou *pipérine*, a été découvert par M. Pelletier dans le poivre noir. Il cristallise en prismes à 4 pans, terminés par une face inclinée; il est peu sapide, fusible à +100°; insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide acétique, soluble aussi dans l'éther, mais surtout à chaud; l'alcool bouillant est le meilleur dissolvant du pipérin, et le laisse en partie cristalliser par le refroidissement. — Sa formule est $H^{44}\ C^{40}\ Az^{2}\ O^{8}$.

Staphisain.

Cette substance existe dans les graines de staphisaigre (*delphinium staphisagria*, où elle accompagne la *delphine* (*voyez* page 312); M. Couerbe en a fait la découverte en 1833. — Le staphisain est solide, jaunâtre, doué d'une saveur âcre; il est fusible à +200°; par une élévation de température, il se décompose en laissant dégager des produits ammoniacaux; sa formule est $H^{23}\ C^{16}\ Az\ O^{2}$.

Succinamide.

L'on obtient la succinamide en faisant agir le gaz ammoniac sec sur l'acide succinique anhydre; sa formule est $H^{6}\ C^{8}\ Az\ O^{2}$.

Vératrin.

Le vératrin accompagne la *vératrine* (*voyez* page 321) dans les graines de cévadille (*veratrum sabadilla*).

CHAPITRE IX.

PRINCIPES IMMÉDIATS QUI CONTIENNENT DU SOUFRE.

Ces principes sont peu nombreux : on ne compte guère parmi eux que l'éther bi-sulfhydrique que nous avons déjà examiné (page 350), l'acide hydro-xantique, l'éther thialique, l'huile thialique et la sulfo-sinapisine.

Acide hydro-xantique.

Il a été découvert en 1822 par M. Zeize. — On le prépare en faisant réagir le sulfide de carbone sur une solution alcoolique de potasse caustique; il se forme de l'hydro-xantate de potasse que l'on décompose par l'acide sulfurique. — Il est liquide, oléagineux, incolore, d'une odeur forte, d'une saveur d'abord acide, puis astringente et amère. Il rougit le papier de tournesol et peut se combiner aux oxydes métalliques.

Éther thialique.

Ce composé, décrit pour la première fois en 1834 par M. Zeize, se produit lorsqu'on distille du sulfo-vinate de baryte avec une solution concentrée de proto-sulfure de baryum. Il offre peu d'intérêt.

Huile thialique.

C'est encore à M. Zeize que l'on doit la découverte de ce composé, que l'on obtient en faisant réagir l'huile douce de vin sur une solution de tri-sulfure de potassium : il y a formation de sulfo-vinate de potasse soluble et d'huile thialique qui se précipite.

Sulfo-sinapisine.

Ce composé, désigné autrefois sous le nom d'*acide sulfo-sinapique*, a été découvert par MM. Henry fils et Garot dans les graines de moutarde blanche (*sinapis alba*). Elle est cristallisée en mamelons ou en aiguilles nacrées, blanches, inodores, douées d'une saveur amère qui rappelle celle de la moutarde; elle est fusible, décomposable par une élévation de température, en fournissant les produits ordinaires de la décomposition des matières azotées, et en donnant de plus du sulfhydrate d'ammoniaque.

CHAPITRE X.

PRINCIPES IMMÉDIATS, NON ENCORE CLASSÉS,

ou dont l'existence est encore douteuse.

Comme ces principes n'offrent généralement qu'un intérêt fort médiocre, je ne donnerai sur eux que des détails très-courts.

Abiétine. C'est une substance résineuse, cristalline, que M. Caillot a découverte dans la térébenthine.

Amanitine. Substance vénéneuse, découverte par M. Letellier dans certains agarics.

Amyrine. Matière résineuse, observée dans la racine de *l'amyris* par M. Bonastre.

ARTHANITINE. Principe cristallin que M. Saladin a extrait du *cyclamen europeum*.

ASBOLINE. Matière huileuse, non azotée, que M. Braconnot a séparée de la suie au moyen de l'éther sulfurique qui la dissout.

ASARITE. Matière cristalline, volatile, extraite de la racine d'asarum.

BARÉGINE, *plombièrine*, *zoogène*. Matière azotée, d'apparence gélatineuse, trouvée par M. Longchamp dans plusieurs eaux thermales.

BÉTULINE. Corps gras, cristallisable et volatil, découvert par M. Lowitz dans l'écorce du bouleau.

BRYONINE. Substance cristalline, azotée, très-amère, qui paraît être le principe actif de la racine de bryone.

BURSÉRINE. Matière résineuse, découverte par M. Bonastre dans les plantes du genre *bursera*.

CAPSICINE. Substance résineuse, molle, que M. Braconnot a trouvée dans le *capsicum annuum*.

CALENDULINE. Principe que M. Geiger a extrait des feuilles du *calendula officinalis*.

CATHARTINE. Principe immédiat, amer, extrait du séné de la Palthe par MM. Lassaigne et Feneulle, et dans lequel ces chimistes font résider la vertu purgative du séné.

CÉROXYLINE. Substance résineuse, cristalline, que M. Bonastre a retirée du *ceroxylon andicola*.

CHLOROPHYLLE. Matière colorante, verte des feuilles, rangée pendant long-temps parmi les principes immédiats, mais qui, d'après les nouvelles recherches de M. Pelletier, paraît être formée d'une cire blanche et d'une huile verte.

CICUTINE. Substance que Brandes considère comme le principe actif de la ciguë.

CORTICINE. Matière brune, floconneuse, que M. Braconnot a remarquée dans l'écorce du tremble.

CUSPARINE. Principe cristallin, amer, trouvé en 1833 dans l'écorce d'angusture vraie, par M. Saladin.

CYTISINE. Matière amère et nauséeuse, déliquescente, que MM. Chevalier et Lassaigne ont retirée des graines du faux ébénier (*cytisus laburnum*). Elle est très-vomitive.

DALHINE. Substance solide, pulvérulente, fermentescible, trouvée par M. Payen dans les tubercules des dalhias.

DAMMARINE. Résine particulière, trouvée par Brandes et Lecanu dans la résine *dammara*.

DULCARINE. Substance que M. Desfosses a extraite des tiges de la douce-amère (*solanum dulcamara*).

ÉLATÉRINE. Principe blanc, très-amer, cristallin, retiré par M. Morus du *momormida elaterium*.

ELLÉBORINE. Substance résineuse, molle, trouvée dans l'*elleborus hyemalis*.

ESCULINE. Matière retirée des marrons d'Inde par M. Canzoneri.

GENTIANINE. Principe amer, extrait de la racine de gentiane (*gentiana lutea*) par MM. Henry et Caventou. Elle cristallise en aiguilles jaunes, inodores, très-amères, peu solubles dans l'eau, très-solubles dans l'alcool et dans l'éther, susceptibles de se combiner aux acides et de donner des dissolutions très-amères et presque incolores.

GLU. Substance d'un vert foncé, très-gluante, qui existe dans les jeunes branches du *robinia viscosa* et dans plusieurs autres plantes.

GLYCYRRHIZINE, *saccogommite*. Cette substance, dont la découverte est due à M. Robiquet, est le principe sucré de la racine de réglisse (*glycyrrhiza glabra*). On l'obtient en traitant la décoction de cette racine par un peu de vinaigre, recueillant et lavant le précipité gélatineux qui se forme, puis le mettant en contact avec l'alcool et faisant évaporer le liquide alcoolique. — La glycyrrhizine est solide, jaune, transparente, douée d'une saveur analogue à celle de la réglisse.

HÉLÉNINE. Substance volatile qui se tire de la racine d'aunée (*inula helenium*).

HESPÉRIDINE. Matière cristalline, découverte en 1828 dans les orangettes par M. Lebreton.

IMPÉRATRINE. Principe résineux, cristallin, extrait par Osann de l'*imperatoria ostruthium*.

LIRIODENDRINE. Substance cristalline, retirée du tulipier par M. Emmet.

LUPULINE, *lupulite*. Matière amère, séparée du houblon (*humulus lupulus*) par MM. Payen, Chevalier et Gabriel Pelletan. Suivant M. Raspail, la lupuline ne serait qu'un mélange de résine et d'huile essentielle aromatique, rendue soluble dans l'eau par les acides gallique et malique libres.

MÉDULLINE. M. John a donné ce nom à la substance qui reste lorsqu'on a épuisé la moelle des plantes par l'eau et par l'alcool.

Pectine, *principe gélatineux des fruits*. Cette substance, qui existe dans les abricots, les pommes, les prunes, etc., a été retirée de ces fruits, en 1831, par M. Braconnot. — On peut l'obtenir en traitant les fruits par l'alcool, qui laisse précipiter la pectine sous forme d'une gelée tremblante que l'on doit laver, au bout de deux jours, avec un peu d'alcool affaibli, et soumettre à une compression graduelle. — Cette substance se transforme instantanément en acide pectique, sous l'influence d'un alcali fixe.

Phoridzin. Substance amère et astringente, cristallisée en aiguilles soyeuses, jaunâtres, découverte en 1835 par MM. Konninck et J. Stas, dans l'écorce du pommier, du poirier, du prunier et du cerisier sauvages.

Phyteumacolle. Principe trouvé par Brandes dans la belladone.

Picamare. Matière huileuse découverte en 1834, par M. Reichenbach, dans les produits de la distillation du goudron de hêtre.

Pittacale. Substance solide, d'un bleu foncé, obtenue en 1834, par M. Reichenbach, en versant de l'eau de baryte dans une dissolution alcoolique de picamare encore impure.

Plombagin. Matière jaune, cristalline, retirée en 1828, par M. Dulong d'Astafort, de la racine de dentélaire (*plumbago europœa*).

Pollénine. On donne ce nom à la substance qui reste, lorsqu'on a épuisé le pollen des fleurs, par ex. : celui du lycopodium, par l'eau, l'alcool, l'éther et l'essence de térébenthine.

Pseudotoxie. Matière que M. Brandes a trouvée dans la belladone.

Quassine. Principe amer extrait par M. Morin du *simaruba excelsa* et du *quassia amara*.

Quercie. Substance que M. Scattergoot a retirée de l'écorce de plusieurs chênes.

Rhubarbarin. Matière jaune et cristalline de la rhubarbe, d'après M. Caventou.

Scillitine. Substance amère et visqueuse que M. Vogel a extraite de la scille (*scilla maritima*).

Styracine. Principe cristallin que M. Bonastre a trouvé dans la teinture de styrax liquide.

Tanguine, *tanghine*. Substance brune, visqueuse, incristallisable, retirée, par M. Henry fils, de l'amande de *tanguin de Madagascar*. Elle est très-narcotique.

Xyloïdine. Cette substance, décrite en 1833 par M. Braconnot, se forme lorsqu'on fait agir à froid l'acide azotique concentré sur l'amidon, et sur plusieurs autres matières organiques.

Zanthopicrite. Matière jaune, cristalline, trouvée par MM. Chevalier et Gabriel Pelletan dans l'écorce du *Zanthoxilum* des Caraïbes.

Zéine. Substance molle, élastique comme le gluten, que l'on obtient en traitant la farine du *zea maïs* par l'eau, puis par l'alcool, et faisant ensuite évaporer la solution alcoolique.

CHAPITRE XI.

Produits des végétaux,

ou substances que l'on ne peut pas considérer comme des principes immédiats, simples.

Maintenant que nous avons passé en revue tous les principes immédiats des végétaux, il serait peut-être nécessaire de rechercher quels sont ceux de ces principes qui s'associent pour former chaque organe ou chaque partie végétale en particulier. Mais l'histoire de cette partie de la chimie organique est à peine ébauchée. Aussi me contenterai-je de jeter un coup-d'œil rapide sur quelques sucs importants à connaître. On peut diviser les sucs en *huileux*, *laiteux*, *mucilagineux*, *résineux* et *sucrés*.

§ I. *Sucs huileux.*

On distingue deux sortes d'huiles végétales : les unes sont visqueuses et fades ; on les désigne sous les noms d'*huiles grasses*, *huiles douces* ou *fixes*. Les autres sont limpides, caustiques et volatiles ; on les nomme *huiles volatiles*, *huiles essentielles* ou simplement *essences*.

Huiles grasses.

Les huiles grasses ne se rencontrent le plus souvent que dans certaines semences des végétaux. — On les extrait en broyant la substance qui les contient, et soumettant celle-ci à la presse : cette opération se pratique à froid, si les huiles sont fluides, et entre des plaques de fer plus ou moins chaudes, si elles sont concrètes. Avant de soumettre la substance huileuse à la presse, il est quel-

quefois nécessaire de l'humecter et de la torréfier, afin de détruire un mucilage qui s'opposerait à la sortie de l'huile ; cette modification au procédé d'extraction des huiles n'est mise en usage que pour celles qui sont principalement destinées à l'éclairage.

Propriétés. Les huiles grasses sont généralement liquides à la température ordinaire, très-visqueuses, peu odorantes, douées d'une saveur faible, légèrement colorées en jaune ou en jaune-verdâtre, moins pesantes que l'eau. — Lorsqu'on les chauffe dans une cornue, elles entrent en ébullition, se décomposent et donnent naissance à tous les produits de la décomposition des matières très-hydrogénées, et de plus à des acides gras semblables à ceux qui sont le produit de la saponification. — Quand on les expose à l'action de l'air, elles perdent peu à peu de leur liquidité, s'épaississent et quelquefois même finissent par se durcir. Celles qui s'épaississent au point de ne plus pouvoir tacher le papier sur lequel on les applique, sont appelées *siccatives* (huiles de lin, de pavot, de noix, de chenevis, de faîne) ; celles qui conservent toujours la propriété de tacher le papier sont désignées sous le nom d'*huiles non siccatives* (huiles d'olive, de colza, d'amandes douces, de ricin, etc.). — Pendant que cet épaississement s'opère, il ne se forme point d'eau, et il ne se produit que du gaz acide carbonique. D'après M. Théodore de Saussure, « les huiles fixes récentes n'exercent sur le gaz oxygène, pendant long-temps, qu'une action à peine sensible ; mais tout-à-coup elles subissent un changement d'état qui leur en fait absorber au moins cent fois plus qu'aux huiles volatiles dans le même temps. Une couche d'huile de noix, de trois lignes d'épaisseur sur deux pouces de diamètre, placée sur du mercure à l'ombre, dans du gaz oxygène pur, n'en a absorbé qu'un volume égal au plus à trois fois celui de l'huile, pendant huit mois, entre déc. 1817 et le 1er août 1818 ; mais, dans les dix jours suivants, elle en a absorbé soixante fois son volume. Cette absorption s'est faite successivement avec plus de lenteur jusqu'à la fin d'octobre, époque où la diminution du volume du gaz ne s'opérait plus d'une manière bien marquée. L'huile avait absorbé alors 145 fois son volume de gaz acide carbonique ; elle n'avait point produit d'eau, et elle était réduite en état de gelée transparente qui ne tachait pas le papier. » (*Ann. de Chimie*, t. XIII, page 350.)

Le soufre et le phosphore peuvent se dissoudre dans les huiles grasses, à l'aide de la chaleur. Le chlore, l'iode et probablement le brôme, les décomposent à la température ordinaire, et leur enlèvent une partie de leur hydrogène. Elles sont toutes insolubles dans l'eau, mais plus ou moins solubles dans l'alcool et dans l'éther.

Quand on met l'acide sulfurique concentré en contact avec les huiles, il y a décomposition de celles-ci et formation d'acides gras, analogues à ceux qui sont le produit de la saponification ; le mélange broyé prend l'aspect du savon. Selon M. Gauthier de Claubry, quand on verse de l'acide sulfurique sur de l'huile d'olive et sur quelques autres huiles grasses, le mélange acquiert une couleur jaune, et prend de la consistance ; en même temps il y a dégagement d'acide sulfureux ; lorsqu'on place l'acide dans un verre, que l'on ajoute par-dessus de l'huile grasse tenant de l'amidon, de la gomme, du sucre, etc., en suspension, et que l'on agite le liquide dans les points où les deux couches sont en contact, il se produit une succession de colorations qui se font remarquer dans l'ordre des anneaux colorés de Newton. Ces couleurs sont : le jaune-paille, l'orangé, le rouge du premier ordre et le violet du second ordre. Si on agite rapidement le liquide, de manière à en opérer complètement le mélange, il se développe immédiatement une belle teinte rouge, qui ne tarde pas à passer au carmin, et qui, au bout de quelques jours, passe au violet ; avec le temps cette dernière couleur disparaît et la matière se charbonne. En chauffant la masse, ces différents changements se produisent presque instantanément.

L'acide hypo-azotique, mis en contact à la température ordinaire avec environ trente-trois fois son poids d'une huile grasse non siccative, la solidifie en plus ou moins de temps ; en se solidifiant sous l'influencé de ce réactif, l'huile de ricin donne naissance à de la palmine et les autres huiles à de l'élaïdine. Les huiles siccatives conservent leur limpidité, lorsqu'on les traite de la même manière (F. Boudet).

Quand on chauffe les huiles grasses avec de l'eau et des oxydes alcalins, il y a décomposition des premières, formation de glycérine et d'acides gras (acides

margarique et oléique), qui s'unissent à l'oxyde et donnent naissance à un *savon*.

Composition. Les huiles grasses paraissent généralement composées de deux principes immédiats, savoir : la *margarine* et l'*oléine* ; les travaux de M. Lecanu ont prouvé que la plupart des huiles végétales ne contenaient pas de *stéarine*. C'est en soumettant les huiles à un abaissement de température et en les pressant ensuite entre des doubles de papier gris non collé, que l'on opère la séparation des deux principes immédiats ; celui qui est liquide (l'oléine) est absorbé par le papier, tandis que l'autre ne l'est pas (Braconnot, Chevreul).

Exposons maintenant l'histoire de chaque huile grasse en particulier.

Huile d'olives. Cette huile est contenue dans le péricarpe des fruits de l'*olea europæa*; on en reconnaît plusieurs variétés. — La plus pure, que l'on appelle huile vierge, se prépare en exprimant à froid les olives mûres et non fermentées; elle est à peine colorée en jaune; son odeur et sa saveur sont agréables et peu développées. — L'*huile commune* s'obtient en délayant dans l'eau bouillante la pulpe des olives dont on a déjà séparé l'huile vierge par expression ; elle ne tarde pas à se rassembler à la surface de l'eau; elle est jaune et rancit facilement. — L'*huile de 3e qualité* est préparée en entassant les olives pour les faire fermenter, et les soumettant ensuite à la presse; elle est trouble, jaune-verdâtre, douée d'une odeur et d'une saveur plus développées et moins agréables que dans les autres huiles. Ces trois variétés se solidifient à la température de + 10°. — Comme l'huile d'olive est d'un prix assez élevé, on la falsifie fréquemment avec l'huile d'œillet et même avec celle de faîne. Cette fraude est facile à reconnaître à l'aide de l'acide hypo-azotique : en dissolvant 1 centigramme de cet acide dans 3 centigrammes d'acide azotique à 35 degrés, faisant agir cette dissolution sur 5 grammes de l'huile suspecte, l'huile se solidifie en 130 minutes, à la température de + 16°, si elle est pure ; cette solidification est retardée de 40 minutes à + 10°, si l'huile contient seulement un centième d'huile d'œillet, de 90 minutes, si elle en contient un vingtième, et de beaucoup plus long-temps, lorsque l'huile d'œillet forme la dixième partie de celle que l'on essaie (F. Boudet).

Usages. L'huile d'olive s'emploie journellement comme aliment ; les horlogers s'en servent pour adoucir les frottements des pièces des montres et des horloges : elle sert à préparer le savon, le cérat, et un grand nombre d'emplâtres, d'onguents, et de liniments officinaux. — Elle jouit de propriétés émollientes et adoucissantes ; à doses un peu élevées, elle agit comme laxative.

Huile d'amandes douces. — Elle est contenue dans les semences de l'*amygdalus communis*. — Pour la préparer, on frotte les amandes les unes contre les autres dans un linge rude, afin de séparer la poussière qui les recouvre, puis on les réduit en pâte et on les introduit dans des sacs de coutil que l'on presse fortement entre deux plaques de fer que l'on fait chauffer à + 18° au moyen de l'eau bouillante. On la clarifie par le repos ou par la filtration à travers un papier gris.

Propriétés. Cette huile est légèrement colorée en jaune-verdâtre ; elle n'est pas siccative; son odeur et sa saveur rappellent celles des amandes ; elle rancit plus promptement que l'huile d'olive.

Usages. En pharmacie, on emploie l'huile d'amandes douces dans la préparation des émulsions, des potions huileuses, du savon médicinal, du liniment volatil, etc.

Huile de navette. — Cette huile s'extrait des semences de navette (*brassica napus*), en broyant ces semences, les faisant chauffer avec un peu d'eau, et les soumettant à la presse. Ainsi préparée, elle retient une matière colorante qui en rend la combustion moins facile ; on la purifie en y ajoutant deux ou trois centièmes de son poids d'acide sulfurique, agitant le mélange et l'abandonnant ensuite à lui-même pendant vingt-quatre heures. On fait alors arriver de la vapeur dans le mélange jusqu'à ce que l'huile ait acquis une température de 60 à 80°, puis on abandonne encore le liquide pendant 3 à 4 jours. Au bout de ce temps, ce liquide est séparé en trois couches, une supérieure formée par l'huile épurée, une moyenne composée d'huile impure, et une inférieure qui est constituée par de l'eau chargée d'acide sulfurique. L'huile impure est employée à la fabrication du savon vert.

L'huile de navette sert principalement à l'éclairage et à la préparation du savon vert ; elle n'est pas siccative ; sa couleur est jaune et sa viscosité est assez grande.

Huile de colza. — On l'extrait des

semences du *brassica campestris*; elle a la plus grande analogie avec l'huile de navette. Elle sert aussi à l'éclairage.

Huile de lin. — Elle est contenue dans les semences du lin (*linum usitatissimum*). On l'extrait en broyant ces semences, après les avoir torréfiées pour détruire le mélange, puis les chauffant avec un peu d'eau et les soumettant à la presse. — Elle est siccative, d'un blanc-verdâtre; elle est fort employée dans la peinture commune, dans la préparation des vernis gras et de l'encre des imprimeurs.

Huile d'oeillet *ou de pavot*. — On l'extrait, par expression, des semences du *papaver somniferum*. — Elle est siccative, d'un blanc jaunâtre, peu visqueuse, liquide à zéro, douée d'une légère saveur d'amandes amères. — Elle est fréquemment employée comme aliment et dans l'éclairage; rendue plus siccative par la litharge, elle sert aux peintures communes.

Huile de noix. — On l'extrait, par expression, de la noix, fruit du *juglans regia*; l'opération se fait à froid, quand on veut se servir de l'huile comme aliment, et à chaud lorsqu'elle n'est destinée qu'à la peinture ou à l'éclairage. — Elle est siccative, douée d'une saveur particulière, d'une couleur blanche-verdâtre.

Huile de chenevis. — Elle est contenue dans les semences du *cannabis sativa*; on l'extrait comme les huiles de navette, de colza, etc. — Elle est siccative, jaunâtre; elle reste liquide à plusieurs degrés au-dessous de zéro. On l'emploie dans la fabrication des savons mous; on s'en sert encore pour la peinture et l'éclairage.

Huile de faîne. — On l'extrait de la faîne (*fagus sylvatica*); on l'emploie comme aliment et pour l'éclairage.

Huile ou beurre de cacao. — Huile concrète que l'on extrait des semences du *theobroma cacao* par deux procédés. Le premier procédé consiste à broyer le cacao mondé de ses écorces et de ses germes, et à le mettre dans l'eau bouillante; le beurre entre en fusion et vient se rassembler à la surface de l'eau; on l'enlève et on le coule dans des moules. Le second procédé consiste à former une pâte avec le cacao mondé et broyé sur une pierre chaude, à mettre cette pâte dans un sac de toile, et à le soumettre à la presse entre deux plaques de fer chauffées dans l'eau bouillante.—Le beurre de cacao est solide, blanc-jaunâtre, d'une saveur douce et agréable; on s'en sert pour la préparation de bols, de pilules, de suppositoires, etc.

Huile ou beurre de muscade. — On retire cette substance des graines du *myristica moschata*.

Huile de ricin.—Elle s'extrait des semences du *ricinus communis* par expression, ou bien en torréfiant ces semences, les pilant, les soumettant à l'ébullition dans 4 à 5 fois leur poids d'eau, qui volatilise un principe âcre très-dangereux, enlevant l'huile qui vient surnager l'eau, la faisant chauffer pour la priver de l'humidité qu'elle peut retenir, et la passant ensuite à travers un blanchet.—Un autre procédé consiste à délayer les graines de ricin privées de leur épiderme, dans le quart de leur poids d'alcool, à soumettre ce mélange à la presse dans des sacs de coutil, à distiller le liquide jusqu'à ce qu'on ait retiré la moitié de l'alcool, et à laver le résidu dans plusieurs eaux. L'huile se rassemble à la surface de l'eau, et peut être recueillie comme dans l'opération précédente.

Propriétés. Cette huile est jaune-verdâtre, douée d'une saveur douce, suivie d'une légère âcreté, d'une odeur fade; elle reste liquide à plusieurs degrés au-dessous de zéro. Lorsqu'on l'expose à l'air, elle s'épaissit peu à peu sans perdre sa transparence; elle se dissout très-facilement dans l'alcool. Quand on la soumet à la distillation, elle se décompose et fournit, d'après MM. Bussy et Lecanu, des gaz inflammables, une matière solide d'une apparence résineuse, une huile volatile, inodore, susceptible de cristalliser par le refroidissement, de l'eau, des acides acétique, ricinique, élaïodique. — Lorsqu'on traite l'huile de ricin par des solutions de potasse ou de soude caustique, elle se saponifie et fournit des ricinate, élaïodate et margaritate de potasse ou de soude, et de la glycérine.

Usages. L'huile de ricin est fréquemment employée comme laxatif et comme anthelmintique.

Des savons.

Les savons sont des composés que l'on obtient en faisant réagir les bases salifiables puissantes, et surtout les alcalis sur les huiles grasses et sur les graisses; sous l'influence de l'alcali, les éléments des principes immédiats gras se séparent, se combinent en d'autres ordres, et don-

nent naissance à de la glycérine et à divers acides qui, lorsqu'on opère sur des huiles végétales, sont principalement des acides oléique et margarique. La glycérine reste libre, tandis que les acides nouvellement formés s'unissent à la base salifiable que l'on a mise en leur présence, et donnent naissance à de véritables sels qui constituent les *savons*. Ceux-ci sont solubles ou insolubles dans l'eau, suivant la base qui a servi à leur préparation; il n'y en a que trois qui soient solubles, ce sont ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque.

Savons a base de soude ou *savons durs*. — Tous les corps gras ne sont pas saponifiables au même degré par la soude; ceux qui occupent le premier rang, sous ce rapport, sont les huiles d'olive, d'amandes douces, de ricin, le suif, la graisse de porc et le beurre. On ne consomme guère que du savon fait avec l'huile d'olive, le suif et la graisse de porc; dans les départements méridionaux de la France, où les oliviers sont communs, on se sert de préférence de l'huile d'olive; en Allemagne, en Angleterre et en Prusse, on ne fait usage que de graisse et de suif. — Je vais faire connaître le procédé de la fabrication du savon d'huile d'olive.

Préparation. L'huile d'olive dont on se sert doit contenir environ $\frac{1}{5}$ d'huile de graines; sans cette addition, la coupe du savon serait grumeleuse, et occasionnerait de la perte au débitant. La soude doit être de bonne qualité, et contenir au moins de 30 à 36 pour 100 de carbonate de soude sec. Il faut environ 54 parties de soude à 36 degrés pour saponifier 100 parties d'huile; et ces 54 parties de soude exigent 18 parties de chaux vive pour devenir caustiques. — On commence par piler la soude et par éteindre la proportion convenable de chaux vive; on mélange ces deux substances et on y ajoute de l'eau froide; 12 heures après, lorsque la chaux s'est emparée de l'acide carbonique du carbonate de soude, on fait écouler la liqueur, qui marque de 20 à 25 degrés à l'aréomètre, et prend le nom de *première lessive*. On verse deux fois de l'eau sur le résidu pour l'épuiser de soude, et l'on obtient ainsi deux autres lessives, dont l'une marque de 10 à 15 degrés, et l'autre de 4 à 5°. Quand on a une suffisante provision de lessives de différentes densités, on s'occupe de la cuite. — Pour cela, on introduit la lessive la plus faible dans une grande chaudière, qui porte à son fond un tuyau de 68 millimètres de diamètre, nommé l'*épine*, et qui peut contenir depuis 2,500 jusqu'à 12,500 kilogrammes de savon; ensuite on y verse peu à peu de l'huile et on fait bouillir le mélange. Bientôt la réaction commence, et le liquide prend l'aspect d'une émulsion; on ménage le feu, on ajoute successivement de la lessive faible et de l'huile, et on s'arrange pour que la masse soit toujours bien empâtée, bien homogène, et qu'il n'y ait ni lessive au fond de la chaudière, ni huile à la surface. — Lorsque l'on a mis dans la chaudière toute l'huile que l'on veut saponifier, on y ajoute peu à peu de la lessive forte, qui transforme entièrement l'huile en savon parfait; celui-ci vient bientôt se rassembler à la surface. Quand l'opération est arrivée à ce point, la lessive n'est plus propre à la saponification; on cesse de chauffer et on fait couler tout le liquide par l'épine. Alors on verse dans la chaudière de nouvelles lessives concentrées que l'on porte à l'ébullition afin de saturer complètement l'huile; on arrête la cuisson lorsque la densité spécifique de la lessive est parvenue à 1,150 ou à 1,200. Cela fait, on retire le liquide par l'épine, et on met le savon à sec. — Ce savon est d'un bleu noirâtre, et ne contient que 16 pour 100 d'eau; sa couleur est due à un savon alumino-ferrugineux qui se forme au moment de l'empâtage.

Préparation du savon blanc. Lorsqu'on veut convertir le savon bleu en savon blanc, il faut le délayer peu à peu dans des lessives faibles, à l'aide d'une douce chaleur, et le laisser déposer; le savon alumino-ferrugineux, qui n'est pas soluble à cette température, ne tarde pas à se séparer et à tomber au fond de la chaudière. On puise alors la pâte du savon, qui est devenue blanche, et on la coule dans des *mises* où elle se solidifie par son refroidissement; on la coupe en tables ou en briques pour la livrer dans le commerce. — On s'en sert pour les usages délicats, comme le blanchissage de la dentelle, la teinture, etc.

Le savon marbré peut être préparé en ajoutant à la masse bleue-noirâtre, qui est le résultat de la saponification, assez d'eau pour que le savon alumino-ferrugineux se sépare de la pâte blanche, et se réunisse en veines plus ou moins grandes qui, par leur disposition, imitent une marbrure bleue, appliquée sur une masse blanche. Pour que cette marbrure réussisse bien, il faut que le savon

soit convenablement délayé dans des lessives faibles, et qu'il ne refroidisse ni trop vite, ni trop lentement. Si l'on employait trop de lessive, l'opération serait manquée, parce que tout le savon noir serait précipité. — Le savon marbré est plus dur et plus constant dans ses proportions que le savon blanc; il ne renferme que $\frac{30}{100}$ d'eau, tandis que le savon blanc en renferme à peu près $\frac{45}{100}$.

Propriétés. Le savon de soude a une consistance et un aspect qui sont connus de tout le monde; il est plus dense que l'eau, et doué d'une saveur un peu alcaline. Exposé pendant long-temps au contact de l'air, il se dessèche presque entièrement; il est soluble dans l'eau, mais plus à chaud qu'à froid; cette solution est troublée par les acides qui, en s'emparant de la base, mettent les acides margarique et oléique en liberté; elle est précipitée par tous les sels autres que ceux de potasse, soude et ammoniaque. L'alcool dissout très-facilement le savon, surtout à chaud; lorsque la solution alcoolique est très-concentrée, elle se prend par le refroidissement en une masse jaune, transparente, qui conserve sa transparence en devenant sèche. Quand on chauffe le savon, il fond, se boursoufle et se décompose par une élévation de température.

Les savons de soude, faits avec le suif, l'huile d'amandes douces, la graisse de porc, etc., se préparent comme celui d'huile d'olive, et possèdent les mêmes propriétés.

Savons a base de potasse ou *savons mous*. Tous les savons que l'on prépare avec la potasse restent mous et pâteux; on en connaît deux espèces principales, savoir les *savons verts*, que l'on prépare avec l'huile de graines, et les *savons de toilette*, qui sont fabriqués avec la potasse et le saindoux.

Le savon vert se prépare ordinairement avec l'huile de lin ou de navette. On procède à la saponification de ces huiles de la même manière que pour celle de l'huile d'olives dans la fabrication du savon de soude; lorsque toute l'huile a été ajoutée à la lessive faible, et que la masse ressemble à un onguent d'un blanc sale et presque opaque, on ménage le feu et on agite continuellement, avec de grandes spatules de bois, la portion de liquide qui est au fond de la chaudière; on ajoute ensuite de nouvelles lessives bien caustiques, et un peu plus fortes que les premières. La saturation s'opère, le savon acquiert de la transparence et la consistance convenable; on le verse dans des tonneaux lorsque l'opération est terminée.—Le savon vert contient presque toujours un excès d'alcali; il doit être bien transparent et d'une belle couleur verte.

Le savon de toilette se confectionne de la même manière que le savon blanc, en substituant toutefois les graisses à l'huile; il faut qu'il soit, autant que possible, dégagé d'alcali.

Savons ammoniacaux. Ils sont peu connus. Le *liniment volatil*, que l'on emploie fréquemment en médecine, est un savon ammoniacal dont la combinaison n'est probablement complète qu'après un contact prolongé entre l'huile et l'alcali.

Savons insolubles. Quand on fait bouillir la baryte, la strontiane ou la chaux hydratées, l'oxyde de cuivre, le protoxyde de plomb, etc., avec un corps gras formé d'oléine et de stéarine, on obtient un savon insoluble, formé par la combinaison des acides stéarique et oléique avec la base employée. Le *savon de protoxyde de plomb* forme la base de l'emplâtre simple, et se prépare en chauffant, dans une bassine, par l'intermède de l'eau, parties égales d'huile d'olives, de graisse, et de litharge porphyrisée.

Huiles essentielles.

Les huiles essentielles, ou *huiles volatiles*, existent dans les végétaux aromatiques; c'est à elles qu'est due l'odeur qu'ils exhalent. Elles se trouvent renfermées dans de petites utricules placées à la surface des plantes.

Extraction. La plupart des huiles essentielles peuvent être extraites, par la distillation, des végétaux qui les contiennent. Cette opération s'exécute en introduisant, dans la cucurbite, de l'eau avec les plantes qui contiennent de l'huile essentielle, ou bien en plaçant ces plantes sur un diaphragme percé de trous, situé à une certaine distance du fond de la cucurbite. L'eau, en se réduisant en vapeur, entraîne l'huile essentielle, qui vient se condenser avec elle dans le serpentin. Le peu d'affinité de l'huile volatile pour l'eau, et la différence de densité de ces deux liquides, opèrent naturellement leur séparation. Cependant, l'eau, qui se trouve en contact avec l'huile volatile, en dissout assez pour contracter l'odeur et la saveur de cette

huile. C'est aux eaux distillées que l'on obtient dans ces circonstances, que l'on donne le nom d'*eaux distillées aromatiques*. Lorsqu'on ne veut pas préparer de ces eaux distillées qui absorbent toujours une partie de l'huile essentielle que l'on se propose d'extraire, il faut mettre, dans la cucurbite, de l'eau déjà saturée d'huile. Il y a même des substances qui contiennent si peu d'huile essentielle, que, sans la précaution qui vient d'être indiquée, il serait impossible de se procurer cette huile, qui serait toute employée à communiquer des propriétés aromatiques à l'eau dont on se sert. Cependant, M. Raybaud recommande, si l'on veut avoir des huiles suaves, de ne jamais se servir d'eau aromatique déjà saturée de l'huile qu'on en veut extraire. Dans cette opération, on se sert, pour séparer l'huile volatile, qui est plus légère que l'eau, d'un vase en verre, ayant la forme d'une carafe, et pourvu d'un tube recourbé en S, qui part de sa partie inférieure (fig. 39, A). Ce vase, que l'on désigne sous le nom de *récipient florentin* ou *italien*, reçoit le produit distillé; mais, comme l'huile essentielle est moins dense, elle monte continuellement à la surface, tandis que l'eau, à mesure que le vase se remplit, s'écoule par l'orifice du tube en S. M. Chevalier a proposé de substituer à ce vase un simple flacon de verre, dans le goulot duquel on met un tube effilé en pointe (fig. 39, B). Ce tube, qui reçoit le produit de la distillation, et qui ne communique avec le flacon rempli d'eau que par sa partie inférieure, retient toute l'huile à la surface de l'eau qu'il contient.

Dans la distillation des huiles essentielles, l'eau sert, 1° à maintenir la température à un degré constant; 2° à empêcher la plante de brûler; 3° à favoriser la vaporisation de l'huile essentielle, qui n'entre en ébullition qu'à la température de + 150° environ, mais qui peut se réduire en vapeur dans tous les gaz, à la manière des liquides dont la tension est très-considérable. Il y a de l'avantage à charger l'eau de sel, afin de retarder son point d'ébullition: de cette manière, il passe beaucoup plus d'huile essentielle à la distillation dans un temps donné.

On peut encore obtenir quelques huiles essentielles par la simple pression; mais ce procédé n'est applicable que pour certaines enveloppes de fruits, telles que celles de citron, de cédrat, de bergamote, où l'huile volatile existe en grande abondance; et encore, les huiles obtenues de cette manière doivent-elles être distillées avec de l'eau pour les avoir pures.

Pour extraire les huiles essentielles très-fugaces (essences de lis, de jasmin, de violette), on imbibe, avec de l'huile d'olive, un drap de laine blanche, que l'on recouvre d'une couche de fleurs récemment cueillies. On place au-dessus de ces fleurs un autre drap également imprégné d'huile d'olive; on dispose des couches successives de fleurs et d'étoffe dans une boîte de fer-blanc, que l'on emplit et que l'on ferme exactement. L'huile d'olive s'empare de l'essence; après vingt-quatre heures de contact, on enlève les fleurs et on les remplace par d'autres. Lorsque l'huile fixe est saturée d'essence, on exprime les morceaux d'étoffe dans l'alcool, qui dissout l'huile essentielle; puis on distille ce liquide alcoolique au bain-marie, et l'on obtient dans le récipient de l'alcool saturé d'essence.

Propriétés. Les huiles essentielles sont généralement âcres, caustiques, odorantes, nullement visqueuses; leur couleur varie; presque toutes sont plus légères que l'eau; il en est cependant quelques-unes, telles que les huiles essentielles de piment, de myrte, de canelle, de safran, de laurier-cerise, etc., qui sont plus pesantes que ce liquide. Lorsqu'on les chauffe, elles entrent en ébullition à une température plus élevée que le point d'ébullition de l'eau, et se volatilisent sans éprouver d'altération; quand on en approche un corps en ignition, elles s'enflamment et brûlent avec une fumée noire et épaisse. — Les huiles essentielles, exposées à l'air, s'emparent peu à peu d'une grande quantité d'oxygène, se décomposent et fournissent généralement de l'acide carbonique et des matières cristallines. L'eau n'exerce qu'une action dissolvante très-faible sur les huiles essentielles; cependant, elle en dissout assez pour en contracter l'odeur: elle prend alors le nom d'*eau aromatique*. Les eaux aromatiques sont distinguées les unes des autres par le nom de la plante ou de la partie de plante qui a servi à les préparer: c'est ainsi que l'on dit *eau de roses*, *eau de menthe*, *eau de mélisse*, *eau de fleurs d'oranger*, etc. L'alcool dissout les huiles essentielles avec plus de facilité, et prend alors le nom d'*esprit*. Ces dissolutions alcooliques sont troublées par l'eau qui s'empare de l'alcool et met l'huile en liberté. Celle-ci donne alors un aspect laiteux au liquide;

c'est à un effet de cette nature qu'est dû le trouble qui se produit dans l'eau de Cologne par son mélange avec l'eau. L'éther dissout aussi les huiles volatiles.

Le phosphore et le soufre se dissolvent en petite quantité dans les huiles essentielles ; le chlore, l'iode et le brôme, les décomposent peu à peu, s'emparent d'une portion de leur hydrogène, et s'acidifient. L'acide chlorhydrique peut se dissoudre dans ces huiles, et communiquer à quelques-unes d'entre elles la faculté de cristalliser. C'est ainsi que l'essence de térébenthine donne naissance, sous l'influence de cet acide, à un composé solide qui se rapproche beaucoup du camphre par ses propriétés (*camphre artificiel*, ou mieux : *camphène chlorhydraté*). L'essence de citron se comporte de la même manière. — Les acides azotique et hypo-azotique, très-concentrés, décomposent les huiles essentielles avec violence, et déterminent un grand dégagement de gaz qui s'enflamme immédiatement. On peut faire cette expérience en mêlant de l'acide azotique, chargé d'acide hypo-azotique, avec le tiers de son poids d'acide sulfurique, et versant ce mélange sur la moitié de son poids d'essence de térébenthine, placée dans une capsule. L'acide doit être versé au moyen d'un verre placé à l'extrémité d'un bâton. L'acide sulfurique n'agit ici qu'en absorbant l'eau que contient l'acide azotique, et ramenant celui-ci à un état plus voisin de sa décomposition.

Les huiles essentielles dissolvent facilement les huiles fixes, les résines, le camphre, le caoutchouc.

Composition. Les recherches de plusieurs chimistes (Berzélius, Margueron, Braconnot, Bizio, Boullay, etc.) prouvent que la plupart des huiles essentielles sont formées de deux substances: l'une, liquide à la température ordinaire (*éléoptène* de M. Berzélius), et l'autre solide (*stéaroptène*). M. Pelletier a annoncé, en 1826, qu'il avait trouvé de l'acide cyanhydrique dans certaines essences; quelques-unes d'entre elles contiennent manifestement du camphre. Quelques huiles essentielles ne sont formées que d'hydrogène et de carbone ; la plupart contiennent en outre de l'oxygène. M. Théodore de Saussure, qui a fait l'analyse de quelques-unes d'entre elles, a trouvé qu'elles contenaient aussi une petite quantité d'azote ; mais les recherches des autres chimistes n'ont pas confirmé les résultats de M. de Saussure. — D'après MM. Blanchet et Sell, un grand nombre d'huiles essentielles (non oxygénées) sont isomériques.

Usages. Quelques essences sont employées comme aromates ; d'autres servent à opérer la dissolution des résines ; d'autres sont utilisées pour enlever les taches d'huile grasse de dessus les étoffes ; d'autres, enfin, sont administrées en médecine, comme excitants diffusibles et sudorifiques.

Je vais maintenant faire l'histoire des essences qui offrent le plus d'intérêt.

Huile essentielle d'amandes amères. Cette essence ne paraît pas préexister dans les semences d'amandes amères ; elle est le résultat d'une réaction qui s'effectue, à l'aide de la chaleur, par le concours de l'eau. — Pour l'obtenir, on introduit, dans la cucurbite de l'alambic, de l'eau, au-dessus de laquelle on met du tourteau qui a servi à la préparation de l'huile fixe d'amandes ; ce tourteau doit être grossièrement pulvérisé. Lorsque tout est disposé, on chauffe : la vapeur aqueuse, en passant à travers les fragments du tourteau, entraîne avec elle l'huile essentielle, qui, en raison de son peu de solubilité et de sa densité plus grande, tombe au fond du récipient à mesure qu'elle se condense. — Cette essence est jaunâtre, douée d'une saveur âcre et brûlante, d'une odeur qui rappelle celle des amandes amères. Lorsqu'on la mélange avec de la potasse hydratée et du chlorure de fer dissous, que l'on distille le tout, et que l'on rectifie le produit de la distillation sur de la chaux vive, on obtient un composé que MM. Vohler et Liébig regardent comme un hydrure d'un radical ternaire auquel ils ont donné le nom de *benzoïle* (*voyez* page 356).

Huile essentielle d'anis. On l'obtient par la distillation des semences d'anis (*pimpinella anisum*) ; elle est blanche ou légèrement jaunâtre, d'une densité spécifique de 0, 987 à $+25^{\circ}$; elle est concrète à la température ordinaire, liquide à $+17^{\circ}$, composée de deux principes, dont un solide, qui peut être extrait en refroidissant l'huile, et la soumettant à la presse dans du papier gris.

Huile essentielle de bergamotte. Elle s'extrait par expression ou distillation des zestes du *citrus limetta bergamotta*. Elle est jaune, plus légère que l'eau, liquide

à la température ordinaire, solide au-dessous de zéro. Elle nous vient du Portugal, de l'Italie, et de quelques autres pays.

Huiles essentielles de cédrat et d'orange. Ces deux essences s'obtiennent comme celles de bergamotte : la première du *citrus medica*, et la seconde du *citrus aurantium*.

Huile essentielle de cannelle. Pour avoir cette essence bien pure, il faut concasser l'écorce de cannelle de Ceylan, la faire digérer pendant 12 heures dans de l'eau salée, la distiller ensuite dans de l'eau ordinaire, puis mettre l'huile obtenue en contact avec des fragments de chlorure de calcium. — Telle qu'on la trouve dans le commerce, ses propriétés sont très-variables.

Huile essentielle de girofle. — Elle se retire des clous de girofle, c'est-à-dire de la fleur non développée du *giroflier*. Celle qu'on trouve dans le commerce est impure et jaune-orangée ; lorsqu'elle est rectifiée par la distillation, elle est incolore, et d'une densité spécifique de 1,061 ; elle reste liquide à une température de — 20°. Cette essence peut se combiner avec les bases puissantes, et former des composés cristallisables dont les acides opèrent la décomposition en séparant l'huile légèrement altérée, et colorée en brun (Bonastre).

Huile essentielle de lavande. Elle s'extrait par la distillation des sommités fleuries de la lavande (*lavandula spica*); elle est jaune, plus légère que l'eau. On l'emploie en médecine et dans la parfumerie.

Huiles essentielles de menthe et de marjolaine. Elles se retirent, par distillation, des feuilles de la menthe-poivre et de la marjolaine ; la première est jaune, et la seconde est jaune-rougeâtre. L'essence de menthe, refroidie à 0°, se congèle en partie, et laisse déposer des cristaux très-abondants, incolores, inodores, peu solubles dans l'eau, très-solubles dans l'alcool et dans l'éther, fusibles à + 25°, entrant en ébullition à + 208°.

Huile essentielle de fleur d'oranger. Cette essence, désignée vulgairement sous le nom de *neroli*, se retire des pétales de l'oranger (*citrus aurantium*); elle renferme deux huiles, l'une concrète, l'autre liquide à la température ordinaire. Elle est colorée en jaune-brunâtre.

Huile essentielle de rose. Elle s'extrait par la distillation des pétales de la rose muscate (*rosa sempervirens*). Elle est incolore, plus légère que l'eau, solide à la température ordinaire, liquide à + 30°. Lorsqu'on la respire en grande quantité, elle blesse l'odorat ; mais son odeur devient douce et agréable lorsqu'on n'en respire qu'une très-petite quantité à la fois. Elle est formée de deux huiles différentes, l'une concrète, l'autre fluide à la température moyenne.

Huile essentielle de térébenthine. Cette essence, dont l'emploi est très-répandu, se retire par la distillation de la térébenthine. Celle du commerce est presque toujours colorée en jaune ; elle contient une sorte de résine qui se forme par l'action de l'air sur l'huile. Pour la rectifier, on la redistille avec de l'eau, et on l'agite ensuite avec du chlorure de calcium. Alors, elle est incolore, d'une odeur forte et désagréable, d'une densité spécifique de 0, 86 à + 22° ; elle possède presque toujours la propriété de rougir le tournesol. Suivant MM. Lecanu et Serbat, elle doit cette propriété à un peu d'acide succinique. Lorsqu'on la sature de gaz acide chlorhydrique, et qu'on la refroidit à — 15°, elle se congèle en une masse cristalline, qui, après avoir été comprimée et lavée avec une solution faible de potasse, a l'odeur du camphre. C'est cette substance que l'on connaît sous le nom impropre de *camphre artificiel*. J'ai déjà dit que M. Dumas la désignait sous le nom de *camphène chlorhydraté*.

Le tableau suivant fait connaître la composition et la couleur des principales huiles volatiles, ainsi que le nom des parties de plantes qui les fournissent, et celui des chimistes qui en ont fait l'analyse.

TABLEAU DES HUILES VOLATILES.

NOMS des ESSENCES.	PARTIES qui les fournissent.	COULEUR.	COMPOSITION. Carbone.	Hydrogène.	Oxygène.	Azote.	NOMS des AUTEURS.
Térébenthine.	Résine.	Incolore.	87 788	11 646	»	0 566	De Saussure
Id.	»	»	88 4	11 6	»	»	Dumas.
Citron.	Écorce du fruit.	Jaune.	86 899	12 326	»	0 775	De Saussure.
Id.	»	»	88 45	11 46	»	»	Dumas.
Rose ordinaire.	Pétales.	Incolore.	82 053	13 124	3 949	0 874	De Saussure.
Rose concrète.	»	»	86 743	14 899	»	»	Id.
Anis ordinaire.	Semences.	Incolore.	76 487	9 352	13 821	0 340	Id.
Id.	»	»	81 35	8 55	10 10	»	Blanchet et Sell.
Anis concrète.	»	»	81 21	8 12	10 67	»	Id.
Id.	»	»	83 468	7 531	8 341	0 460	De Saussure.
Fenouil ordinaire.	Semences.	Blanche.	77 19	8 49	14 32	»	Blanchet et Sell.
Fenouil concrète.	»	»	81 0	8 1	10 9	»	Id.
Menthe poivrée.	Feuilles.	Jaune.	79 6	11 0	9 4	»	Id.
Menthe poivrée concrète.	»	»	78 45	12 10	9 45	»	Id.
Asarum.	Racines et feuilles.	»	75 41	9 76	14 86	»	Id.
Asarum concrète.	»	»	69 48	9 78	22 72	»	Id.
Persil concrète.	Racine.	Jaune.	65 5	6 4	28 1	»	Id.
Lavande.	Fleurs.	Jaune.	75 50	11 07	13 07	0 36	De Saussure.
Romarin.	Plante.	Incolore.	82 21	9 42	7 73	0 64	Id.
Girofle.	Fleur.	Jaune.	70 04	7 88	22 08	»	Dumas.
Pommes de terre.	Fécule.	Incolore.	69 0	13 6	17 4	»	Id.
Amandes amères.	Semence.	Jaunâtre.	79 5	5 7	14 7	»	Vohler et Liébig.
Cassia.	Ecorce.	»	76 7	9 7	13 6	»	Gobel.
Cannelle.	Ecorce.	Jaune.	78 1	10 9	11 0	»	Id.

§ II. *Sucs laiteux.*

Les principaux sucs laiteux sont ceux qui forment l'opium, le caoutchouc et les gommes-résines.

OPIUM.

L'opium est dans le principe un suc laiteux, que l'on recueille en Orient, en Perse et dans l'Inde, en pratiquant des incisions aux capsules vertes du pavot somnifère (*papaver somniferum*) : ce suc ne tarde pas à brunir et à s'épaissir au contact de l'air. L'opium obtenu de cette manière est très-pur et très-estimé ; il est désigné sous le nom d'*opium thébaïque*. Lorsqu'on soumet les capsules et les feuilles de pavot à la décoction, on obtient une sorte d'opium qui est beaucoup plus commun dans le commerce, et qu'on connaît sous le nom d'*opium méconium*.

L'opium nous arrive des pays où on le prépare en gâteaux de 8 à 16 onces, enveloppés dans des feuilles de pavot, de tabac ou de rumex ; il est sec, brun, d'une cassure brillante, d'une odeur forte et vireuse, d'une saveur amère, nauséeuse et désagréable, soluble dans l'eau, en laissant pour résidu quelques impuretés. Il se ramollit lorsqu'on le chauffe ; quand on le projette sur des charbons ardents, il s'enflamme promptement.

Les travaux des chimistes modernes, et en particulier de MM. Sertuerner, Séguin, Robiquet, Pelletier, etc., ont jeté une vive lumière sur la nature des principes constituants de l'opium : c'est le suc le plus composé que nous connaissions; on en jugera par l'énoncé suivant des principes qu'il contient.

1° Morphine à l'état de sulfate neutre (Dupuy) et de méconate acide.

2° Codéine à l'état de méconate acide.

3° Narcotine.

4° Narcéine.

5° Méconine.

6° Paramorphine.

7° Pseudomorphine.

8° Acide méconique en partie combiné aux bases.

9° Ulmine.

10° Résine particulière.

11° Huile grasse.
12° Caoutchouc.
13° Gomme.
14° Bassorine.
15° Ligneux.
16° Sulfate de potasse.
17° Sulfate de chaux.
18° Sulfate de magnésie.

Outre ces différentes substances qui ont été examinées dans le cours de cet ouvrage, l'opium contient encore un principe organique, azoté, que M. Dublanc jeune a signalé en 1826 (*Ann. de Ch.*, janvier 1826) sous le nom de *Substance cristalline de l'opium traité par l'ammoniaque*, et qui paraît différer de tous les autres principes de l'opium.

Action sur l'économie et usages. « L'opium paraît agir directement sur le système nerveux ; administré à très-petites doses, il diminue la sensibilité et produit un état de calme qui porte au sommeil ; ce qui est surtout remarquable lorsque le malade est en proie à la douleur. A doses un peu plus fortes, il agit d'abord comme stimulant énergique, il augmente la force, la fréquence et la plénitude du pouls, ainsi que la chaleur animale et les forces musculaires : il exalte les fonctions intellectuelles, mais bientôt et progressivement, on voit succéder à ces effets, de la langueur, de la pesanteur de tête, un affaissement général et un sommeil agité et non réparateur. A hautes doses, c'est un poison des plus violents : il détermine une inflammation très-intense des organes digestifs, accélère la circulation, quelquefois il la ralentit, mais dans tous les cas, le pouls est irrégulier ; il produit une sorte d'ivresse, le coma ; en un mot tous les symptômes qui caractérisent le narcotisme et qui peuvent être suivis de la mort. On emploie très-fréquemment l'opium pour calmer les douleurs, combattre l'insomnie et diminuer l'exaltation de la sensibilité dans beaucoup de cas, et notamment dans la plupart des maladies organiques, chroniques. On en obtient de très-bons effets dans le traitement des diarrhées et du choléra-morbus. On l'a conseillé dans les fièvres intermittentes, seul ou uni à l'émétique ou au quinquina. Il est très-utile dans les névralgies, et en général dans toutes les affections nerveuses et spasmodiques. Dans le *delirium tremens* on le donne à très-hautes doses, de même que dans le tétanos et l'hydrophobie. Son usage est contre-indiqué dans toutes les maladies inflammatoires, et lorsque les symptômes fébriles sont très-développés. Cependant, uni au calomel, il produit souvent de très-bons effets dans certaines inflammations dépendantes des causes locales, telles que les fractures, la brûlure, etc. C'est un des médicaments le plus fréquemment employés, et qui agissent le plus efficacement entre les mains d'un praticien habile. » (Edwards et Vavasseur.)

Les nombreuses expériences faites dans le dessein de rechercher les moyens de combattre l'empoisonnement par l'opium ont conduit M. Orfila à admettre les conclusions suivantes : 1° on doit administrer une infusion de noix de galle, qui jouit de la propriété de décomposer l'opium et de le rendre moins actif ; 2° on doit favoriser l'expulsion du poison par les émétiques, les purgatifs dissous dans une petite quantité d'eau, ou par des lavements purgatifs ; 3° on doit pratiquer une saignée au bras, ou mieux à la veine jugulaire ; 4° on doit faire prendre souvent et alternativement des petites doses d'eau vinaigrée et d'une forte infusion de café. Si le vinaigre était administré avant l'expulsion de l'opium, il serait plus nuisible qu'utile, car il dissoudrait la partie active du poison, et en favoriserait l'absorption.

L'opium entre dans une foule de préparations pharmaceutiques auxquelles il communique ses propriétés : telles sont les pilules de cynoglosse, la thériaque, le laudanum liquide de Sydenham, le laudanum de Rousseau, le sirop d'opium, le diascordium, etc.

Caoutchouc.

Cette substance que l'on nomme aussi *gomme élastique*, *résine élastique*, est, suivant Fourcroy, un suc laiteux, oxygéné par le contact de l'air, et obtenu par incision de l'*hævea caoutchouc*, du *jatropha elastica*, du *ficus indica* et de l'*artocarpus integrifolia* : ces arbres croissent, les deux derniers dans les Indes occidentales, et les deux premiers dans l'Amérique méridionale. Ce suc, tel qu'il s'écoule des incisions pratiquées à l'écorce de ces arbres, contient sur 100 parties 31, 7 de caoutchouc pur, 1, 9 d'albumine végétale, 7, 13 d'une substance azotée, amère, soluble dans l'eau et dans l'alcool, des traces de cire, et 56, 37 d'eau contenant en dissolution un peu d'un acide libre (Faraday). C'est avec ce suc que les naturels du pays préparent les poires de gomme élastique qui

nous arrivent d'Amérique. Cette préparation consiste à appliquer une couche de suc sur un moule pyriforme en terre, à soumettre cette couche à l'action de la fumée pour la dessécher, puis à appliquer une seconde couche que l'on dessèche par le même moyen, et ainsi de suite. On brise le moule et on en retire les fragments par un trou que l'on a ménagé à la partie supérieure de la poire. Quelquefois on pratique des dessins en creux sur les poires, avant que le caoutchouc ait acquis toute sa consistance.

Propriétés. Le caoutchouc, desséché au contact de l'air et de la fumée, est une substance solide, inodore, insipide, molle, flexible, très-élastique, assez tenace, plus légère que l'eau, d'une densité spécifique de 0,933, d'une couleur brune, foncée. Le froid rend le caoutchouc dur, presque inflexible et dépourvu d'élasticité ; mais par la chaleur il reprend toutes ses propriétés. Lorsqu'on le soumet à la distillation, il se décompose en fournissant, entre autres produits, du sulfhydrate d'ammoniaque et une huile noire très-inflammable que l'on peut séparer et décolorer ; quand on le met en contact avec la flamme d'une bougie, il brûle avec activité en répandant une odeur fétide. Il est insoluble dans l'eau et dans l'alcool, inaltérable par l'air. Mis en contact avec l'eau bouillante, il se gonfle, et ses bords se ramollissent à tel point qu'on peut les faire adhérer en les rapprochant et les pressant l'un contre l'autre. Cette propriété est mise à profit pour la fabrication des tubes et des sondes de gomme élastique.

Le chlore, le brôme, l'iode, les gaz ammoniac, sulfureux, chlorhydrique, fluo-borique, etc. ; les acides étendus, les solutions alcalines, etc., sont sans action sur le caoutchouc ; cette substance est fortement charbonnée par le fluor, provenant du fluorure d'argent appliqué sur le caoutchouc et décomposé par le chlore sec (Aimé). — L'éther pur dissout très-bien le caoutchouc ramolli dans l'eau bouillante, et le laisse déposer avec toutes ses propriétés, par l'évaporation ; l'essence de térébenthine ; les huiles empyreumatiques qui proviennent de la distillation du goudron de houille et de bois, l'huile que donne le caoutchouc lui-même, lorsqu'on le distille, le carbure hydrique obtenu par la compression du gaz qui sert à l'éclairage, etc., dissolvent facilement le caoutchouc. Suivant M. Lacoma, le meilleur moyen d'opérer cette dissolution consiste à fondre le caoutchouc dans une terrine, à le mêler avec trois ou quatre fois son poids d'huile de lin presque bouillante, à retirer aussitôt le mélange du feu, et à l'étendre, lorsqu'il est un peu refroidi, dans une quantité d'essence de térébenthine double de celle de l'huile de lin employée.

Le caoutchouc a un grand nombre d'usages ; il sert à la préparation des sondes et de certains vernis, à la fabrication des tissus élastiques, de certains vêtements imperméables, à effacer les traces de crayon, etc.

Gommes-résines.

On donne le nom de *gommes-résines* à des substances qui, dans le principe, sont des sucs laiteux, renfermés dans les vaisseaux propres de certains végétaux, et qui peuvent être obtenus au moyen d'incisions faites aux tiges, aux branches, ou aux racines de ces végétaux. Ces sucs sont composés d'un plus ou moins grand nombre de principes immédiats qui sont variables pour chaque gomme-résine, mais qui consistent généralement en matières résineuses et en huiles essentielles, tenues en suspension dans de l'eau chargée d'un principe gommeux. — Ces sucs se durcissent peu à peu à l'air et constituent alors les gommes-résines proprement dites.

Propriétés générales. Ces substances sont toutes solides, plus pesantes que l'eau, très-cassantes ; la plupart sont opaques, douées d'une saveur âcre, d'une odeur forte et d'une couleur variable ; elles sont en partie solubles dans l'eau et dans l'alcool ; la dissolution aqueuse reste presque toujours trouble ; la dissolution alcoolique est transparente, mais l'eau la trouble et en précipite la matière résineuse.

Les gommes-résines les plus importantes à connaître sont les suivantes.

Asa-foetida. C'est le suc épaissi du *ferula asa-fœtida* ; on l'extrait par incision des racines de cette plante. Cette substance est formée, d'après M. Pelletier, de 65 parties d'une résine particulière, de 3, 60 d'huile volatile, de 19, 44 de gomme, de 11, 66 de bassorine, et de 0, 30 de malate acide de potasse. — L'asa-fœtida se présente en larmes détachées, un peu transparentes, et plus ordinairement en masse d'un brun-rougeâtre, parsemées de larmes, douées

d'une saveur amère, âcre et repoussante, et d'une odeur alliacée, très-forte, qui lui a valu le nom de *stercus diaboli.* Cette substance est soluble dans l'alcool, l'éther et le vinaigre; broyée avec du carbonate d'ammoniaque, elle se réduit facilement en poudre sans subir d'altérations dans sa nature.

Usages La plupart des thérapeutistes considèrent l'asa-fœtida comme un excitant très-actif, agissant principalement sur le système nerveux : MM. Trousseau et Pidoux le regardent comme un antispasmodique pur, et comme un excellent médicament *anti-hystérique*, qui peut en outre être administré avec avantage dans le traitement des coliques venteuses avec constipation, et surtout dans les affections nerveuses des organes respiratoires. — On a vanté ce médicament comme emménagogue et anthelmintique. On l'administre à la dose de 10 à 36 grains en pilules ou suspendus dans une émulsion.

Gomme ammoniaque, suc épaissi qui nous vient de la Lybie et du Barca, et qui s'obtient, soit de l'*heracleum gummiferum* (Wildenow), soit d'une espèce du genre *ferula* (Fontanier), soit du *dorema ammoniacum* de Don.—Cette substance se présente sous forme de larmes blanches, qui deviennent jaunes avec le temps, ou bien en masses considérables, jaunâtres, parsemées d'un grand nombre de larmes; elle est douée d'une saveur un peu amère et nauséabonde, d'une odeur faible, mais désagréable, d'une densité spécifique de 1, 207. — Elle est composée, d'après M. Braconnot, de gomme, 18, 4; résine, 70; matière glutineuse, insoluble dans l'eau et dans l'alcool, 4, 4; et eau, 6.

Usages. La gomme ammoniaque jouit de propriétés à peu près semblables à celles de l'asa-fœtida. On l'emploie dans le traitement de l'asthme, des névroses de la respiration et de la digestion, des affections hystériques, de la chlorose, des catarrhes pulmonaires, chroniques, de certains cas d'obstruction des viscères abdominaux. MM. Trousseau et Pidoux considèrent ce médicament comme antispasmodique, et comme présentant des avantages incontestables dans le traitement des asthmes avec bronchorrée, s'y liant comme cause, effet ou complication. — On a beaucoup vanté certains cataplasmes faits avec la gomme ammoniaque, ramollie dans le vin ou le vinaigre, pour combattre les engorgements froids des membres, des glandes et des articulations.

Euphorbe, suc concret fourni par les *euphorbia officinarum*, *antiquorum* et *canariensis.* Il est en larmes irrégulières, de la grosseur d'un pois, jaunâtres, demi-transparentes, ordinairement percées d'un ou de deux trous, presque sans odeur, douées d'une saveur âcre et caustique. Cette substance est composée, d'après M. Pelletier, de : résine très-âcre et insoluble dans les alcalis caustiques, 60, 80; cire, 14, 40; malate de chaux, 12, 20; malate de potasse, 1, 80; bassorine, ligneux, huile volatile, etc., 10. — La violence extrême de l'action de l'euphorbe a fait abandonner son usage interne; on ne s'en sert plus qu'à l'extérieur comme rubéfiant et même comme cathérétique.

Galbanum, suc concret provenant des racines du *bubon galbanum* qui croît en Afrique. Il se présente sous forme de larmes ou de masses jaunes, demi-transparentes, molles, tenaces, à cassure grenue, d'une odeur forte et particulière, d'une saveur âcre et amère. — Il contient, d'après M. Pelletier, 66, 86 de résine; 19, 28 de gomme; 6, 34 d'huile volatile et d'eau; 7, 52 de bois et autres corps étrangers; des traces de malate acide de chaux. — L'action physiologique et thérapeutique de cette substance se rapproche beaucoup de celle de l'asa-fœtida et de la gomme ammoniaque.

Gomme-gutte. Gomme-résine fournie, soit par le *garcinia cambogia*, soit par le *guttæ-fera vera.* On trouve cette substance dans le commerce en masses cylindriques, d'un volume variable, d'un brun-jaunâtre à l'extérieur, d'un jaune-rougeâtre à l'intérieur, friables, à cassure brillante, prenant une belle teinte jaune-serin lorsqu'on les mouille, d'une saveur d'abord faible, puis âcre et amère, et d'une pesanteur spécifique de 1, 221. Elle est formée, d'après M. Braconnot, de 80 de résine soluble dans l'alcool, 19, 5 de gomme soluble dans l'eau, et 0, 5 de matières étrangères, insolubles dans ces deux liquides. — La gomme-gutte est un purgatif drastique, très-énergique, qui, lorsqu'on l'administre à trop fortes doses, détermine une violente inflammation de l'estomac et des intestins. Les médecins français n'en font presque pas usage.

Myrrhe. Gomme-résine qui paraît produite par l'*amyris kataf*, arbrisseau qui croît en Arabie. Elle est en larmes ou en grains irréguliers, fragiles, demi-transparents, jaunes-rougeâtres, d'une cas-

sure brillante, d'une odeur forte, aromatique et assez agréable, d'une saveur âcre et amère, d'une densité spécifique de 1, 36. Elle est composée, d'après M. Pelletier, de 36 parties de résine et de 64 parties de gomme. — Administrée à petites doses, la myrrhe agit à la manière des toniques; elle facilite la digestion et provoque l'appétit; donnée à hautes doses, elle devient excitante, fait sentir son action sur toutes les fonctions. On l'emploie dans le traitement de certaines aménorrhées, de la chlorose, des affections atoniques de l'estomac et des intestins, des catarrhes pulmonaires, chroniques, etc. A l'intérieur, on s'en sert sous forme de lotions dans le traitedes ulcères sordides, du relâchement scorbutique des gencives, etc.

Oliban ou *Encens*, suc concret du *boswella serrata*. Il est en larmes arrondies, jaunâtres, demi-transparentes, recouvertes d'une poussière blanche, douées d'une saveur faible, d'une odeur aromatique, répandant une fumée d'une odeur agréable, lorsqu'on en projette un peu sur des charbons ardents.

Opopanax, suc gommo-résineux que l'on recueille dans le Levant, par incision de la racine du *pastinaca opopanax*. — Il est en larmes irrégulières, anguleuses, opaques, friables, rougeâtres en dehors, et d'un jaune marbré de rouge à l'intérieur; il est doué d'une saveur amère et âcre, d'une odeur forte et désagréable. — Il est composé, d'après M. Pelletier, de: résine, 42; gomme, 33, 40; ligneux, 9, 80; amidon, 4, 20; acide malique, 2, 80; matière extractive, 1, 60; cire, 0, 30; caoutchouc, des traces; huile volatile et perte, 5, 90. Il jouit de propriétés analogues à celles de l'asafœtida et du galbanum; il fait partie de quelques composés officinaux.

Scammonée. On distingue deux espèces de scammonée, savoir: la *scammonée d'Alep*, qui s'extrait du *convolvulus scammonia*, plante de l'Asie-Mineure; et la *scammonée de Smyrne*, qui est fournie par le *periploca scammonium*. — La première se trouve dans le commerce sous forme de gâteaux peu volumineux, d'une couleur grise foncée, friables, à cassure terne et opaque; elle est douée d'une odeur forte et particulière, d'une saveur âcre et amère; sa densité spécifique est de 1, 235. Lorsqu'on la broie avec de l'eau, elle forme une espèce d'émulsion d'un jaune-verdâtre sale. — La seconde est plus pesante, d'une couleur plus foncée, et d'une odeur plus désagréable que la précédente. — La scammonée d'Alep est formée, d'après MM. Bouillon-Lagrange et Vogel, de: résine, 60; gomme, 3; extrait, 2; débris de végétaux et matières terreuses, 35. Celle de Smyrne ne contient, pour la même quantité de gomme-résine, que 29 de résine, tandis qu'elle renferme 58 de débris et d'impuretés; aussi est-elle moins active et moins estimée que l'autre. — La scammonée d'Alep est un purgatif drastique, très-énergique que l'on ne doit donner qu'à petites doses. On l'administre dans les cas de constipation opiniâtre, occasionnée par l'atonie du canal intestinal, et dans les hydropisies passives.

Aloes, suc épaissi des feuilles de plusieurs espèces du genre *aloe* et surtout de l'*aloe perfoliata* et de l'*aloe spicata*, plantes vivaces qui croissent aux Indes-Orientales, à Soccotara, aux Barbades, aux environs du Cap de Bonne-Espérance, etc. Dans le commerce, on en distingue trois espèces que l'on désigne sous les noms d'*aloës succotrin*, *aloës hépatique*, et *aloës caballin*. — Le premier est en morceaux d'un brun foncé, friables, à cassure brillante et résineuse, doués d'une odeur aromatique particulière et d'une saveur très-amère. Sa poudre est d'un jaune doré, très-brillant. C'est le plus pur et le plus estimé. On le prépare en coupant les feuilles de l'*aloe* à leur base, recueillant dans un vase le liquide qui s'en écoule, et faisant évaporer ce liquide au soleil ou à un feu doux. Il est formé, d'après M. Tromsdorff, de: principe savonneux, amer, 75; résine, 25; acide gallique, des traces. — L'aloës hépatique se retire par expression des feuilles qui ont fourni l'aloës succotrin; il est en masses d'un rouge foncé, d'une texture grenue, d'une cassure terne et d'une odeur forte qui a un peu d'analogie avec celle de la myrrhe. — Il contient, d'après M. Tromsdorff: principe savonneux, 81,25; résine, 6,25; albumine, 12, 50; acide gallique, des traces. — L'aloës caballin est très-impur, d'une couleur noire, d'une cassure rude, il renferme les débris de la plante que l'on a broyée pour en obtenir le suc. Son nom lui vient de ce que l'on suppose que l'on s'en sert en médecine vétérinaire comme purgatif du cheval. C'est une erreur que les auteurs de matière médicale répètent à l'exemple les uns des autres, sans se donner la peine de s'assurer du fait. Les

animaux herbivores sont bien plus difficiles à purger que les hommes, et les vétérinaires ne peuvent se servir que de l'aloës le plus pur.

Il paraît que l'on peut préparer, dans une seule opération, les trois espèces d'aloës qui viennent d'être décrites. On pile les feuilles; on en extrait le suc par la pression; on fait ensuite bouillir le marc dans de l'eau; on passe la décoction, et on la mêle avec le suc déjà obtenu. On filtre grossièrement ce liquide, on le fait ensuite évaporer jusqu'en consistance d'extrait, puis on le laisse refroidir dans des baquets. Les couches supérieures les plus pures fournissent l'aloës succotrin, les moyennes l'aloës hépatique, et les inférieures l'aloës impur, improprement nommé *caballin*.

Usages. L'aloës, administré à petites doses (de 1 à 4 grains), agit à la manière des toniques amers et favorise la digestion; à plus hautes doses (de 6 à 24 grains), il devient un purgatif énergique, dont les effets ne se manifestent qu'assez long-temps après son administration. On le donne avec avantage pour combattre les constipations habituelles qui dépendent d'un état atonique du canal intestinal, la jaunisse, les affections scrofuleuses, etc. On l'a aussi conseillé comme anthelmintique.

§ III. *Sucs mucilagineux* ou *gommeux*.

Les sucs gommeux forment les différentes espèces de gommes; on en connaît six espèces qui diffèrent les unes des autres par leurs propriétés; ce sont: 1° la gomme arabique; 2° la gomme du Sénégal; 3° la gomme de Bassora; 4° la gomme adragante; 5° la gomme du pays, ou des arbres fruitiers; 6° enfin la gomme ou mucilage des graines et des racines. Les cinq premières découlent spontanément du tronc et des branches des arbres qui les contiennent, sous forme d'un suc transparent, qui se concrète à l'air.

Gomme arabique. — Cette gomme découle de plusieurs espèces de *mimosa* qui croissent sur les bords du Nil et en Arabie. Dans le commerce, on la trouve sous forme de petites masses jaunâtres, rougeâtres ou brunes, arrondies d'un côté, creuses de l'autre, transparentes, cassantes et faciles à réduire en poudre. Lorsqu'elle est humectée, elle rougit le papier de tournesol, propriété qu'elle doit à un peu de malate acide de chaux. Sa densité est de 1, 355. Elle est soluble dans l'eau; mais sa solution est toujours un peu louche; elle est composée, sur 100 parties, de 79, 40 d'arabine, 17, 60 d'eau; elle contient en outre quelques centièmes de substances salines et terreuses, et une petite quantité d'une matière azotée, insoluble, qui contribue beaucoup à rendre la solution aqueuse de gomme légèrement trouble.

La gomme arabique est très-employée en médecine à titre d'émollient; on l'administre avec avantage dans le traitement de toutes les maladies aiguës, et surtout de celles des organes digestifs, pulmonaires et urinaires. Elle fait partie d'un grand nombre de préparations magistrales et officinales.

Gomme du Sénégal. — Elle est fournie par deux arbres de la famille des légumineuses, qui croissent sur les bords du fleuve Sénégal; elle jouit de la plupart des propriétés physiques et chimiques de la gomme arabique. On la trouve dans le commerce sous forme de morceaux gros comme des œufs de pigeon, et quelquefois gros comme le poing. Sa densité est de 1, 65. Elle est formée de 81, 10 d'arabine, de 16, 10 d'eau et de quelques centièmes de matières salines.

Gomme de Bassora. — La gomme de Bassora fait partie constituante de la plupart des gommes-résines; suivant M. Caventou, elle entre dans la composition du salep. Elle est en morceaux d'un blanc légèrement jaunâtre qui sont aplatis, ou bien pourvus d'excroissances ou de cavités; sa densité est de 1, 359. Lorsqu'on la met en contact avec l'eau, elle se gonfle et forme un mucilage très-épais; elle est peu soluble dans ce liquide. — Elle est formée de 61, 3 de bassorine; 11, 20 d'arabine, 21, 89 d'eau, 5 à 6 de matières salines.

Gomme adragante. — Suc gommeux fourni par l'*astragalus tragachanta*, l'*astragalus creticus* et l'*astragalus verus*, arbrisseaux de l'Asie-Mineure. La gomme adragante est solide, opaque, blanche ou jaunâtre, en lanières minces plus ou moins larges, irrégulièrement contournées, ou en filets déliés, ou bien enfin en grumeaux amorphes. Elle est très-difficile à pulvériser. Sa densité spécifique est de 1, 384. Lorsqu'on la met en contact avec l'eau, elle se gonfle beaucoup et forme un mucilage fort épais; une partie de gomme adragante rend l'eau plus visqueuse que 25 parties de gomme arabique. Quand on traite la gomme adragante par l'eau bouillante

jusqu'à ce qu'elle ait acquis la consistance de l'empois, et que l'on verse ensuite sur elle quelques gouttes d'une solution alcoolique d'iode, la masse prend aussitôt une couleur bleue. — Elle est composée de 53, 30 d'arabine; 33, 30 de bassorine et d'amidon; 11, 10 d'eau; et 2 à 3 parties de matières salines.

Cette substance partage les propriétés médicinales des autres gommes; on l'emploie ordinairement pour donner de la consistance à certaines préparations pharmaceutiques, et pour suspendre dans l'eau des poudres insolubles.

Gomme du pays. — On comprend sous ce titre plusieurs espèces de gommes qui sont fournies par plusieurs arbres fruitiers indigènes, tels que le cerisier, l'abricotier, le prunier, le pêcher, l'amandier, etc. Elles sont généralement formées d'arabine, de cérasine et de matières salines. On les emploie pour donner du brillant à certaines couleurs.

Gomme de graines et de racines. — Les graines de lin mondées et les racines mucilagineuses donnent, lorsqu'on les soumet à l'action de l'eau bouillante, un mélange plus ou moins épais, qui, évaporé au bain-marie, paraît formé, sur 100 parties, de 52, 70 d'arabine; 29, 87 d'une matière insoluble; 10, 30 d'eau; et 7, 11 de substances salines. On ne trouve dans ce mélange, ni bassorine, ni cérasine.

§ IV. *Sucs résineux.*

Les sucs résineux comprennent les différentes espèces de résines et les baumes.

Résines.

On donne le nom de *résine* à des produits végétaux dont la composition est plus ou moins complexe, mais qui contiennent tous un principe particulier que l'on nomme *principe résineux*, et qui imprime ses caractères au produit. Les résines sont contenues dans les vaisseaux propres de plusieurs arbres, et sont généralement unies à des huiles essentielles qui les ramollissent. Elles exsudent naturellement de ces arbres; mais on facilite ordinairement leur écoulement par des incisions.

Propriétés. Les résines sont généralement solides, cassantes, inodores, demi-transparentes, d'une couleur jaunâtre, insipides ou douées d'une saveur âcre et chaude; elles sont plus pesantes que l'eau; quand on les chauffe en vases clos, elles entrent en fusion, et se décomposent en donnant naissance à une grande quantité d'hydrogène carboné, à de l'huile empyreumatique, etc. Si on les chauffe au contact de l'air, elles brûlent avec une flamme jaune, et produisent une fumée noirâtre qui laisse déposer une grande quantité de noir de fumée. Elles sont insolubles dans l'eau, solubles au contraire dans l'alcool, l'éther sulfurique et les huiles. La solution alcoolique est transparente; elle devient laiteuse par l'addition de l'eau, et laisse précipiter la résine sous forme d'une poudre blanche.

M. Hatchett, qui a examiné l'action de quelques acides sur les résines, a obtenu les résultats suivants : l'acide azotique décompose les résines en produisant un grand dégagement de gaz, et donnant naissance à une liqueur qui n'est pas troublée par l'eau, et qui abandonne, en s'évaporant, une substance visqueuse d'un jaune foncé, soluble dans l'eau et dans l'alcool; cette substance prend les caractères du tannin artificiel, lorsqu'on la fait chauffer avec une nouvelle quantité d'acide azotique. — L'acide sulfurique concentré dissout rapidement les résines à froid et ne les altère pas : cette dissolution est transparente, visqueuse, jaunâtre; l'eau en précipite sur-le-champ la résine, en s'emparant de l'acide sulfurique. Lorsqu'on fait chauffer cette dissolution sur un bain de sable, sa couleur devient plus foncée, et bientôt elle se décompose en dégageant du gaz acide sulfurique, de l'acide carbonique, et laissant déposer du charbon. Si, au lieu de chauffer cette dissolution jusqu'à ce que sa décomposition soit complète, on cesse l'application du calorique avant que la liqueur soit devenue noire, et, si l'on fait alors digérer dans l'alcool le précipité que l'on obtient, il en résulte une liqueur dont on peut retirer du tannin artificiel; il suffit pour cela de chauffer la solution alcoolique pour en retirer l'esprit de vin, et de traiter le résidu par l'eau qui dissout le tannin artificiel. — L'acide chlorhydrique liquide et l'acide acétique concentré dissolvent aussi les résines sans les altérer.

La potasse et la soude liquides opèrent la dissolution des résines, à l'aide de la chaleur, et se trouvent alors neutralisées; il en résulte des composés dont les acides précipitent la substance résineuse.

Les résines ne conduisent pas le fluide

électrique : toutes s'électrisent négativement, lorsqu'on les frotte. — M. Unverdorben a proposé de les diviser en plusieurs séries, caractérisées par leur tendance plus ou moins grande à s'unir avec les bases, ou, ce qui est la même chose, par leurs propriétés plus ou moins électro-négatives; voici cette division : — « 1° *Résines fortement électro-négatives.* Elles se dissolvent facilement à la température ordinaire. La dissolution saturée peut être soumise à l'ébullition, sans se troubler, et donne, par l'évaporation, un *résinate ammoniacal* avec excès de résine. Elles peuvent aussi se dissoudre, à l'aide de l'ébullition, dans une dissolution aqueuse de carbonate de soude et en chasser l'acide; elles peuvent encore former avec l'alcool une dissolution qui rougisse la teinture de tournesol, et qui précipite la solution alcoolique d'acétate de cuivre. — 2° *Résines médiocrement électro-négatives.* Elles se dissolvent facilement dans l'ammoniaque, à la température ordinaire ; mais la dissolution saturée ne peut être soumise à l'ébullition, sans se troubler, et sans donner un précipité qui est de la résine exempte d'ammoniaque ; toutefois, elles rougissent le tournesol, et décomposent le carbonate de soude et la dissolution alcoolique d'acétate de cuivre, comme les précédentes. Ces sortes de résines sont les plus nombreuses. — 3° *Résines faiblement électro-négatives.* Elles ne sont solubles, ni dans l'ammoniaque, ni dans le carbonate de soude bouillant. Elles ne se dissolvent bien dans la potasse et la soude, qu'autant que ces bases sont caustiques. Leur dissolution dans l'alcool ne rougit le tournesol qu'à l'aide de l'ébullition. Elles précipitent la solution alcoolique d'acétate de plomb et ne troublent pas celle d'acétate de cuivre. — 4° *Résines indifférentes.* Elles sont insolubles dans la potasse et la soude caustique; quelques-unes seulement se dissolvent dans une solution de potasse saturée d'une autre résine, et encore la résine indifférente se précipite-t-elle lorsqu'on ajoute à la liqueur une plus grande quantité du dissolvant alcalin. »

Composition. Les résines sont *acides* ou *non acides*; les premières paraissent être le résultat d'une tranformation de certaines huiles essentielles, par l'absorption lente de l'oxygène de l'air : elles sont anhydres et donnent naissance à des composés également anhydres en s'unissant aux bases : telles sont les résines de térébenthine, de copahu, etc. M. Bonastre les a désignées sous le nom de *sous-résines*. Les secondes sont cristallisables ou incristallisables. — Telles qu'on les trouve dans le commerce, les résines semblent être un mélange de plusieurs espèces résineuses, que l'on peut séparer les unes des autres à l'aide de plusieurs agents.

Résine animée. — Elle découle de l'*hymenæa courbaril*, arbre de l'Amérique septentrionale ; elle se présente en morceaux demi-transparents, jaunâtres, d'une odeur agréable ; on l'emploie dans la composition des vernis.

Résine ou baume de copahu. — Résine liquide qui s'extrait par incision du *copaifera officinalis*, arbre du Brésil, des Indes orientales, etc. Elle a une consistance huileuse ; elle est transparente, douée d'une odeur forte et désagréable, d'une saveur âcre et amère, d'une pesanteur spécifique de 0,95 ; elle s'épaissit en vieillissant. Elle contient une huile volatile, abondante, que l'on peut en extraire par la distillation, et deux résines, dont l'une n'entre que pour quelques centièmes dans la composition du produit.

Usages. Le copahu, administré à doses convenables, paraît porter son action sur les membranes muqueuses, et surtout sur celles des organes génito-urinaires. On l'emploie avec avantage dans le traitement des catarrhes chroniques, des toux humides, des diarrhées séreuses, des leucorrhées rebelles et surtout des écoulements blennorrhagiques.

Résine ou baume de la Mecque. — *Baume de Judée.* On l'obtient par incision de l'*amyris apobalsamum*, arbre qui croît dans l'Arabie heureuse, la Judée, l'Egypte, etc. Cette résine est liquide et blanchâtre, lorsqu'elle est récente ; elle prend, en vieillissant, une teinte jaune et une consistance plus grande ; sa densité spécifique est moins grande que celle de l'eau ; son odeur est aromatique et rappelle celle de l'anis ; sa saveur est résineuse. Elle est soluble dans l'alcool, à l'exception d'une petite portion d'une matière que M. Bonastre regarde comme analogue à la bassorine. — Le baume de la Mecque est peu employé en médecine.

Résine copal. — Elle provient du *rhus copallina*, arbre de l'Amérique septentrionale ; elle est en morceaux oblongs, fragiles, transparents comme le verre, inodores, insipides, d'une couleur

jaune. L'alcool ne la dissout qu'en partie; les huiles fixes et les huiles volatiles ne peuvent en opérer la dissolution qu'après qu'elles ont été fondues par le calorique.

Résine élémi. — Elle est produite par l'*amyris elemifera*, arbre de l'Amérique méridionale, du Canada et de l'Asie; elle est en masses demi-transparentes, d'une couleur jaunâtre, mêlée de points verdâtres; d'une consistance molle et onctueuse lorsqu'elle est récente, sèche et cassante quand elle a vieilli; son odeur est forte et rappelle un peu celle du fenouil; sa saveur est chaude et amère; sa densité spécifique est de 1,018. — Elle est formée, suivant M. Bonastre, de 12 d'huile volatile; 60 d'une résine transparente, soluble dans l'alcool froid; 24 d'une résine insoluble dans les alcalis, et qui ne se dissout dans l'alcool qu'à la température de l'ébullition de ce liquide; 2 d'une matière extractive, soluble dans l'eau, et 1,5 d'impuretés. — Elle entre dans la composition de plusieurs emplâtres, et dans celle du *baume de fioraventi*.

Résine de gayac. — Les expériences de M. Brande semblent prouver que cette substance ne mérite pas le nom de *résine*, et qu'elle ne contient aucun principe résineux; d'après le même chimiste, elle est formée d'extractif et d'une matière particulière. Quoi qu'il en soit, elle découle du *guajacum officinale*, arbre de l'Amérique méridionale. Elle est en masses irrégulières, à cassure brillante, d'une couleur brune-verdâtre, d'une odeur agréable, ressemblant un peu à celle du benjoin, d'une saveur d'abord faible, puis âcre, d'une pesanteur spécifique de 1,228. Elle est facile à pulvériser; sa poudre, d'abord grisâtre, devient verte par le contact prolongé de la lumière. Elle se ramollit sous la dent, et entre en fusion à une température peu élevée. L'alcool dissout les neuf dixièmes de son poids de cette résine; cette solution est brune, et passe au bleu ou au vert par l'action de l'acide azotique et de l'amidon.

Cette substance agit sur l'économie animale à la manière des excitants, et paraît porter son action spéciale sur la peau dont elle active les fonctions. On l'emploie comme sudorifique dans le traitement de la goutte, du rhumatisme chronique, des affections anciennes de la peau, des maladies vénériennes anciennes et rebelles, des affections scrofuleuses.

Résine-laque.—Elle exsude des branches du *croton lacciferum*, du *ficus indica*, du *ficus religiosa* et du *rhamnus jujuba*, à la suite de piqûres faites par la femelle d'un insecte hémiptère, désigné sous le nom de *coccus lacca*. Dans le commerce, on trouve la laque sous trois formes : 1° en *bâtons*, c'est-à-dire telle qu'on la rencontre à l'extrémité des branches des arbres qui la fournissent; 2° en *grains*, c'est-à-dire réduite en poudre grossière que l'on a privée de la matière colorante, en faisant bouillir cette résine dans une solution faible de carbonate de soude; 3° en *écailles*, c'est-à-dire fondue et coulée sur une pierre plate, après avoir été préalablement réduite en grains. La couleur de la laque en écaille varie suivant qu'on l'a privée d'une quantité plus ou moins grande de son principe colorant; de là, trois variétés de laque en écailles dans le commerce, savoir : la *laque blonde*, ou *rouge* ou *brune*.

Suivant M. Hatchett, la laque est formée d'une résine, d'un principe colorant, de cire et de gluten. M. Unverdorben a trouvé dans la laque cinq espèces résineuses, distinctes, de la graisse, des acides oléique et margarique, de la cire, de la *laccine* et une matière colorante, extractive. Enfin, d'après M. John, 100 parties de laque en grains sont formées de 66,65 d'une résine en partie insoluble dans l'éther, 16,7 de laccine, 3,75 de matière colorante, 3,92 d'extractif, 0,62 d'acide laccique, 2,08 de peau d'insecte, 1,67 de graisse analogue à la cire, 1,04 de sels divers, 0,62 de sable, 3,96 de perte.

Mastic. Il découle des incisions que l'on pratique au *pistacia lentiscus*, arbre du Levant. Cette résine est en larmes ou en grains jaunâtres, demi-transparents, à cassure vitreuse, d'une odeur douce et agréable, d'une saveur aromatique; introduit dans la bouche, elle se ramollit et peut être mâchée sans se briser. C'est cette dernière propriété qui l'a fait mettre au rang des masticatoires.

Sandaraque. — Elle découle spontanément, ou par incision, du *thuya articulata*, arbre qui croît en Barbarie. Elle se présente sous forme de larmes allongées, jaunâtres, transparentes à l'intérieur, d'une cassure vitreuse; elle se brise sous les dents, au lieu de se ramollir comme le mastic; elle se dissout aisément dans l'alcool et dans l'essence de térébenthine.

Sangdragon. — Cette substance résineuse provient de plusieurs arbres de l'Afrique et de l'Amérique méridionale, savoir : du *pterocarpus draco*, du *pterocarpus santalinus*, du *dracœna draco* et du *calamus rotang*. Le sangdragon est opaque, d'un brun-foncé rougeâtre, fragile, à cassure lisse et luisante. Il se trouve dans le commerce sous forme de grosses olives, enveloppées de feuilles de roseau et disposées en chapelet ; ou bien en cylindres comprimés et entourés de feuilles de palmier; ou bien enfin en masses plus ou moins considérables. — Il est employé comme astringent dans le traitement des hémorrhagies passives et de la diarrhée; il entre dans la composition de quelques préparations astringentes et de quelques opiats dentifrices.

Térébenthine. — La térébenthine est une résine liquide, légèrement jaunâtre, de consistance mielleuse, douée d'une odeur forte, et d'une saveur âcre et amère, qui découle naturellement, ou par incision, de plusieurs arbres. Dans le commerce, on trouve plusieurs espèces de térébenthine, savoir : celle de Bordeaux, fournie par le *pinus maritima;* celle de Strasbourg, qui découle du *pinus picea* ; celle de Venise que l'on extrait du *pinus laris;* enfin celle de Chio, qui provient du *terebinthus pistachia*. Ces deux dernières sont les plus estimées. C'est avec la térébenthine que l'on prépare plusieurs produits qui ont reçu un usage très-étendu ; ces produits sont : le *galipot*, la *colophane*, la *résine jaune*, la *poix*, le *goudron*, le *brai gras*, le *noir de fumée*, etc. Voici comment on s'y prend pour recueillir la résine et préparer ces différents produits.

On pratique sur le tronc des arbres qui fournissent la térébentine des incisions de 8 centimètres de largeur sur 14 millimètres de hauteur, et on les renouvelle toutes les semaines, depuis le mois de mars jusqu'à celui d'octobre; les premières incisions doivent être faites près du pied ; on les continue, toujours en montant, jusqu'à ce que la dernière soit à une hauteur de 2^m 59 à 2^m 92. Il faut environ quatre années pour atteindre cette hauteur, sur des arbres de 30 à 40 ans. Au bout de ce temps, on recommence les incisions d'un autre côté, et ainsi de suite. La térébenthine, qui s'écoule par ces incisions, est recueillie dans une cavité pratiquée au pied de l'arbre dans l'une de ses grosses racines; elle porte le nom de *térébenthine brute*. On la purifie en la fondant, la décantant et la passant à travers un filtre de paille, ou bien en la mettant dans des barriques dont le fond est percé de petits trous, et exposant ces barriques au soleil. Le produit, qui est obtenu au moyen de ce dernier procédé, est plus fin et plus estimé que l'autre.

Le *galipot* est la portion de térébenthine qui s'est desséchée sur les bords des incisions.

En soumettant la térébenthine à la distillation, l'huile essentielle (essence de térébenthine) passe dans le récipient, et il reste pour résidu une substance que l'on connaît sous les dénominations de *colophane*, *brai sec* ou *arcanson*. Cette substance est solide, brune, demi-transparente, cassante, très-facile à pulvériser, soluble dans l'alcool rectifié, l'éther, les huiles fixes et volatiles, la potasse et la soude caustiques, et l'acide sulfurique concentré.

En faisant un mélange d'une partie de galipot et de 3 parties de colophane, fondant le tout, puis le passant à travers un filtre de paille, le recueillant encore chaud et en fusion dans une auge, et jetant dessus de l'eau froide qui le solidifie, et lui communique une couleur d'un jaune doré, on obtient le produit que l'on connait sous les noms de *résine jaune* et *poix-résine*.

C'est en faisant fondre le galipot, et le purifiant par filtration, à travers un lit de paille, que l'on prépare la *poix jaune* ou *poix de Bourgogne*.

Les filtres de paille qui ont servi à la purification de la térébenthine brute, ainsi qu'à la préparation de la poix-résine et de la poix de Bourgogne, retiennent une certaine quantité de résine de térébenthine et de débris végétaux résineux ; c'est avec ces filtres que l'on se procure la *poix noire*. A cet effet, on introduit les filtres dans des fours particuliers, on y met le feu par la partie supérieure, afin de liquéfier la résine et de la faire descendre sur le sol du four, d'où elle se dirige dans une cuve à moitié pleine d'eau, placée à une certaine distance ; on la fait fondre ensuite dans une chaudière de fonte, de manière à la faire prendre en masse par le refroidissement.

Le *goudron* s'obtient en plaçant, dans un four conique, creusé dans le sol, des fragments de bois qui proviennent des arbres qui ne sont plus capables de four-

nir la térébenthine, et élevant au-dessus de cette cavité un autre cône formé avec du bois et recouvert de gazon. En mettant le feu au cône supérieur, on détermine la liquéfaction d'une partie de la résine qui reste dans le bois, et qui, en se mêlant aux produits de la décomposition de celui-ci, constitue le liquide épais, noirâtre, que l'on connaît sous le nom de *goudron*; ce liquide se rend dans le fond du four.

Le *brai gras* se prépare en mélangeant parties égales de goudron, de colophane et de poix noire, fondant le tout dans une chaudière de fonte, et coulant le produit liquide dans des futailles ou dans des moules.— En mettant une plus grande quantité de colophane, le produit porte le nom de *poix bâtarde*.

Le *noir de fumée* est du charbon très-divisé, que l'on prépare en recueillant tous les résidus résineux qui proviennent du travail de la térébenthine et de ses produits, et les faisant brûler dans un four dont la cheminée aboutit à une chambre fermée, à sa partie supérieure, par un cône de toile sur lequel se condense le noir de fumée.

Usages médicaux de la térébenthine. La térébenthine est un excitant général qui, lorsqu'on l'administre à hautes doses, donne lieu à des nausées, des vomissements, des évacuations alvines, la fréquence du pouls, la chaleur et la rougeur de la peau, la céphalalgie, des vertiges, etc. A doses modérées, elle produit des effets moins intenses, et paraît porter son action d'une manière spéciale sur les membranes muqueuses et sur l'appareil génito-urinaire. — On l'emploie avec avantage dans le traitement des catarrhes chroniques de la vessie, des catarrhes pulmonaires, des diarrhées muqueuses, entretenues par l'atonie du canal intestinal. On s'en sert à l'extérieur pour corriger la fétidité des ulcères fistuleux, aviver les plaies, etc. Elle entre dans la composition d'un grand nombre d'onguents et emplâtres.

Baumes.

Les baumes sont des substances concrètes, composées de résine, d'acide benzoïque, d'huile essentielle et quelquefois d'autres substances. Ils sont solubles dans l'alcool et dans l'éther. Soumis à l'action d'une douce chaleur, ils entrent en fusion et laissent dégager l'acide benzoïque, qui se sublime sous forme d'aiguilles. On en distingue plusieurs espèces, savoir : Le baume du Pérou, le baume de Tolu, le benjoin, le liquidambar, le storax calamite et le styrax liquide.

Baume du Pérou, suc concret du *myroxilum peruiferum*, arbre commun au Pérou, au Mexique et au Brésil. Dans le commerce, on en trouve deux espèces : la première (*baume en coque*), très-rare, est d'une couleur brune-foncée, opaque, d'une consistance demi-solide; elle est douée d'une saveur douce, et d'une odeur très-agréable : on l'obtient par incision de l'arbre qui le contient. La seconde espèce (*baume noir du Pérou*), beaucoup plus commune, est presque noire, avec une teinte rougeâtre, transparente, plus liquide que la précédente, d'une saveur un peu amère et âcre, d'une odeur forte ; il paraît qu'on l'obtient par décoction des branches de l'arbre.

M. Stoltz regarde le baume du Pérou comme formé de : 69 d'une huile particulière, 20,7 de résine peu soluble dans l'alcool, 6,4 d'acide benzoïque, 0,6 de matière extractiforme, et 0,9 d'humidité.

Cette substance est quelquefois employée dans le traitement des catarrhes pulmonaires, chroniques, de l'asthme, des leucorrhées, des blennorrhagies rebelles, etc.

Baume de Tolu. On l'obtient par incision du *mirsopernum toluiferum*, arbre qui croît aux environs de Tolu et de Carthagène, en Amérique. Il est liquide, lorsqu'il est récent; en vieillissant, il acquiert une consistance sèche, et il devient cassant. Alors sa couleur est jaune-fauve ou rousse, sa texture est grenue ou cristalline, sa saveur est chaude ou douceâtre, son odeur est très-agréable et sa transparence est incomplète. Il se dissout en totalité dans l'alcool, l'éther, les huiles et les graisses. L'eau ne le dissout qu'en partie.

Il est employé dans les mêmes cas que le baume du Pérou ; mais son usage est bien plus fréquent : on s'en sert souvent pour parfumer les potions excitantes et toniques.

Benjoin. Suc concret du *styrax benzoin*, arbre qui croît à Sumatra, à Java, à Siam et dans plusieurs contrées de l'Amérique méridionale. — On en distingue deux espèces dans le commerce : 1o Le *benjoin amygdaloïde*, qui est en masses solides, formées de larmes blanches, réunies par une pâte brunâtre ; ces

larmes sont solides et à cassure nette et brillante ; 2° Le *benjoin en sorte*, dont la cassure est uniforme et dont la couleur est rouge-brune. L'odeur du benjoin est agréable et aromatique, sa saveur est chaude et un peu acide, sa pesanteur spécifique est de 1,092.— D'après Buchols, le benjoin est formé de 20 gros 50 grains de résine, de 3 gros 7 grains d'acide benzoïque, de 8 grains d'un principe aromatique, particulier, soluble dans l'eau et dans l'alcool, et de 30 grains de débris ligneux et d'impuretés.

Usages. Le benjoin est un excitant général, que l'on administre dans le traitement des catarrhes chroniques. — Dans la parfumerie, on s'en sert comme cosmétique.

Liquidambar. Suc concret du *liquidambar styraciflua*, arbre du Mexique, de la Louisiane et de la Virginie. Il existe sous deux états : 1° à l'état liquide (*huile de liquidambar*) ; il est alors transparent, doué d'une odeur agréable et forte, et d'une saveur aromatique ; 2° à l'état mou ; dans ce cas, il est blanchâtre, doué d'une odeur moins forte et plus agréable que le liquidambar liquide ; d'une saveur d'abord douce et parfumée, mais qui finit par devenir âcre.

Storax calamite, *styrax solide*. On l'obtient par incision du *styrax officinale*. Il est solide, en larmes blanches, opaques et réunies entre elles ; ou bien en masse rouge-brune, mêlée de sciure de bois. Son odeur est suave, et sa saveur est douce et amère.

Styrax liquide. Il a la consistance du miel. Il est gris-brunâtre, opaque, d'une odeur forte, d'une saveur aromatique. D'après M. Guibourt, cette substance n'est autre chose qu'un mélange de liquidambar, de storax et de plusieurs autres matières.

§ V. *Sucs sucrés.*

Les sucs dont nous avons à nous occuper ici sont ceux qui produisent le miel et la manne : comme complément de ce paragraphe, nous examinerons la dextrine.

Miel.

Le miel est un produit sucré que les abeilles déposent dans les alvéoles de leurs gâteaux ; on n'est pas d'accord sur l'existence primitive du miel dans les végétaux : quelques naturalistes pensent que les abeilles n'ont qu'à le recueillir dans les nectaires des fleurs et sur les feuilles de quelques plantes, où il existe tout formé ; d'autres naturalistes croient que le suc qui est recueilli par ces insectes diffère du miel par ses propriétés, et qu'il n'acquiert les caractères de ce produit sucré, qu'après avoir subi une élaboration dans l'estomac des insectes qui le récoltent.

Extraction. Il est très-facile d'extraire le miel des gâteaux qui le renferment ; il suffit pour cela d'enlever avec un couteau la petite couche de cire qui ferme les alvéoles, et d'exposer ces gâteaux sur une claie à une douce chaleur ; bientôt le miel s'écoule goutte à goutte, et forme un produit très-pur, que l'on désigne sous le nom de *miel vierge*. Lorsqu'il ne s'en écoule plus, on brise les gâteaux, on les soumet à l'action d'une douce pression, à une température un peu plus élevée, et on recueille le miel dans des vases, où on le laisse reposer pendant quelque temps ; puis on l'écume et on le décante, pour le séparer du couvain et des débris d'alvéoles qu'il peut contenir.

Un grand nombre de causes peuvent avoir de l'influence sur les qualités du miel : parmi ces causes, on peut citer le mode d'extraction, le climat, et la nature des plantes sur lesquelles les abeilles ont fait leur récolte. On a observé que le miel recueilli sur certaines plantes participait souvent de quelques-unes de leurs propriétés : c'est ainsi que celui qui est récolté sur les plantes aromatiques, de la famille des labiées, est agréable au goût et à l'odorat, tandis que celui qui a été pris sur des plantes douées de propriétés narcotiques et purgatives est nauséeux, et possède plus ou moins de ces propriétés.

La consistance et la couleur du miel sont variables : tantôt il est liquide comme un sirop transparent (miel de Mahon, de Cuba, du mont Ida) ; tantôt il est demi-solide, grenu, blanc ou jaunâtre (miel de Narbonne et du Gatinais) ; tantôt enfin il est coloré en rouge-brunâtre, et possède une saveur et une odeur désagréables (miel de Bretagne).

Tous les miels contiennent deux espèces de sucre : 1° Du sucre liquide, incristallisable, semblable à celui de la canne ; 2° du sucre cristallisable, semblable au sucre de raisin : ceux de bonne qualité contiennent en outre un principe aromatique. Quant aux miels de qualité inférieure, outre les deux espèces de sucre dont il vient d'être question, ils con-

tiennent de la cire, une certaine quantité d'acide, et même du couvain qui leur donne la propriété d'éprouver la fermentation spiritueuse, et par suite de se putréfier.

Usages. Le miel agit à la manière des laxatifs, lorsqu'il est administré en substance ou dissous dans une petite quantité d'eau ; mais lorsqu'il est très-étendu d'eau, il perd cette propriété, et devient rafraîchissant et émollient : on s'en sert souvent pour édulcorer les tisanes. Uni au vinaigre, il forme l'*oximel*; dissous dans l'eau, il éprouve peu à peu la fermentation spiritueuse, et donne lieu à une boisson que l'on nomme *hydromel*. On peut préparer, avec le miel de bonne qualité, un sirop qui est aussi bon que celui de sucre : ce sirop se prépare en traitant le miel par l'eau, le charbon animal, la craie et le blanc d'œuf. Le miel sert d'excipient à un grand nombre de médicaments.

Manne.

La manne est un suc concrété à l'air, qui découle spontanément ou par incision du *fraxinus ornus* et du *fraxinus rotundifolia*, arbres qui croissent en Italie et surtout dans la Calabre et en Sicile. On distingue dans le commerce trois espèces de mannes, 1° la *manne en larmes* ou *manne en canon*, qui est en grains arrondis, solides, légers, blanchâtres, doués d'une saveur sucrée et peu nauséeuse : c'est la plus pure ; 2° la *manne en sorte*, qui est en grumeaux, formés de larmes réunies par un suc d'un jaune-brunâtre; sa saveur est moins sucrée que la précédente, un peu fade et nauséeuse ; 3° enfin la *manne grasse*, qui est en masses molles, gluantes, brunâtres et d'une saveur désagréable : elle est mêlée de beaucoup d'impuretés.

La plupart des chimistes admettent, avec M. Thénard, que la manne est formée de deux principes, savoir : de mannite (page 359) et d'une substance incristallisable, de nature muqueuse.

Usages. La manne est un purgatif doux, que l'on donne à la dose de 2 à 3 onces. On l'emploie surtout dans le traitement des maladies inflammatoires, lorsqu'on a à redouter l'irritation qui serait produite par un purgatif énergique.

Dextrine.

La dextrine est une substance d'apparence gommeuse, qui est le résultat de la réaction de la diastase sur l'amidone.

Préparation. La dextrine peut être obtenue à l'aide de divers moyens : le procédé suivant a été proposé par MM. Payen et Persoz, pour la préparer en grand. On fait chauffer dans une chaudière et au bain-marie 350 à 400 kilog. d'eau jusqu'à la température de + 25° à + 30°; on y délaie ensuite 5 kilog. d'orge germée, desséchée à l'air libre et réduite en farine, et on y ajoute 100 kilog. de fécule, en ayant soin que le mélange soit bien homogène. Cela fait, on élève graduellement la température du liquide jusqu'à + 65° ou + 75° au plus. Le liquide, qui était d'abord épais et laiteux, devient fluide et transparent au bout de 20 à 30 minutes. Lorsque ce résultat est obtenu, on porte rapidement la température jusqu'à + 95° ou + 100°; puis on laisse reposer, on filtre, et on évapore le liquide à + 110°, en enlevant les écumes. Lorsque la masse liquide a acquis une consistance sirupeuse, on la verse dans un réservoir, où la dextrine se prend en gelée par le refroidissement. On la fait sécher, en l'étendant en couches minces dans un séchoir ou dans une étuve à courant. — Dans cette opération, l'amidone se trouve transformée en une matière gommeuse, et en sucre analogue au sucre de raisin.

Propriétés. La dextrine est solide, blanche, inodore, transparente, douée d'une saveur un peu sucrée, inaltérable à + 100°, prenant à + 150° une teinte jaunâtre et une saveur de pain grillé, entrant en fusion à + 225°, et se décomposant à + 235. L'air sec ne lui fait subir aucune altération ; l'eau la dissout très-bien, et devient mucilagineuse : cette solution est précipitée par l'alcool, mais ne l'est, ni par l'eau de chaux, ni par l'eau de baryte, ni par l'azotate de protoxyde de mercure. L'iode ne la colore pas en bleu ; l'acide sulfurique affaibli la transforme en sucre de raisin à l'aide de la chaleur. L'action prolongée de la diastase augmente aussi la proportion de matière sucrée de la dextrine.

La dextrine sert à préparer des sirops propres à la fabrication des liqueurs alcooliques.

CHAPITRE XI.

Organes des végétaux.

Ces organes sont les bois, les écorces, les racines, les feuilles, les fleurs, les stygmates, le pollen, les semences, les fruits, les bulbes et les tubercules. Comme com-

plément de ce chapitre, nous devrons étudier les lichens et les champignons.

§ I. *Des bois.*

Les bois ont la fibre ligneuse pour base; ils en contiennent au moins les $\frac{96}{100}$ de leur poids; ils contiennent en outre différents principes qui varient pour chacun d'eux. Nous ne devons examiner ici que ceux qui sont employés dans les arts et en médecine.

Bois COLORANTS. On donne ce nom à ceux qui sont employés dans la teinture : ce sont les *bois de Brésil*, de *quercitron*, de *campèche*, de *santal rouge*, le *bois jaune*, etc. Nous en avons dit quelques mots dans le chapitre VII, consacré à l'histoire de la teinture.

Bois DE CORAIL. On pense que l'arbre qui fournit ce bois est l'*adenanthera pavonia*, qui croît aux Indes. Il est rouge, parsemé de veines écarlates, inodore, insipide, dur, susceptible de prendre un beau poli. On en fait des meubles de luxe.

SUMAC, bois fourni par le *rhus coriaria*, arbrisseau du Levant. Il communique à l'eau une couleur verdâtre, qui brunit lorsqu'on l'expose à l'air. Il sert de mordant dans la teinture en noir.

Bois ORDINAIRES. Nous ne devons en parler ici que sous le rapport du *charbon* que l'on en extrait.

Préparation du charbon. Voici comment les charbonniers procèdent à cette opération. Ils commencent par aplanir la terre, et par y former un espace circulaire d'une étendue convenable, au milieu duquel ils plantent verticalement un long pieu; ils placent ensuite horizontalement sur le sol de gros rondins qui représentent autant de rayons dont le pieu vertical est le centre; puis ils fixent avec un piquet l'extrémité inférieure de ces rondins, et les couvrent de petit bois : c'est à cet assemblage qu'ils donnent le nom de *plancher*. Ils rangent ensuite le bois autour du pieu, en inclinant légèrement tous les morceaux, et en mettant tous les plus gros au centre : ils disposent de cette manière une espèce de cône tronqué, qui a sa base large sur le plancher. Au-dessus de ce cône, ils en arrangent un second moins étendu, au-dessus duquel ils en disposent quelquefois un troisième : c'est à l'ensemble de ces cônes qu'ils donnent le nom de *fourneau*. Lorsque le fourneau est prêt, ils répandent du petit bois à sa surface, et le recouvrent d'herbe et de terre, en ne laissant à découvert que les rondins de la base : cela fait, ils enlèvent le pieu qui forme le centre du fourneau, et dont la place constitue alors une sorte de cheminée, dans laquelle on jette du petit bois sec et des tisons enflammés. Bientôt le fourneau prend feu, et la flamme s'échappe par la cheminée, que l'on bouche aussitôt avec du gazon : pour terminer l'opération, il ne s'agit que de boucher les crevasses qui peuvent se former, d'opposer un obstacle au vent qui pourrait faire brûler le bois avec trop de force, et de ménager au besoin des courants d'air, lorsque la combustion a lieu inégalement. Ces soins nécessitent la présence continuelle des charbonniers pendant la durée de l'opération. Le fourneau paraît entièrement rouge au bout de 30 heures : c'est alors que l'on étouffe le feu, en le couvrant d'une épaisse couche de terre. Vingt-quatre heures après, on enlève cette couche, et on étend le charbon à terre; lorsqu'il est refroidi, on le met en sac. Cent parties de bois fournissent de 17 à 18 parties de charbon.

Dans cette opération, il se produit une décomposition analogue à celle que l'on obtient en distillant les matières végétales en vases clos (*voyez* page 262); mais on perd une portion du carbone en raison de l'air qui se renouvelle; on perd en outre l'acide acétique, le goudron et le gaz hydrogène carboné. En opérant en vases fermés, on peut recueillir et utiliser tous ces produits; c'est ce que l'on fait maintenant dans plusieurs fabriques établies à Choisy, près Paris.

§ II. *Ecorces.*

Les écorces sont principalement formées de ligneux; mais elles contiennent encore divers principes qui varient pour chacune d'elles.

CANNELLE. La cannelle est l'écorce du *laurus cinnamomum*, arbre que l'on cultive à Ceylan, en Chine, à Cayenne, etc. On en trouve dans le commerce plusieurs variétés, dont les principales sont : 1° la *cannelle de Ceylan*, qui est la plus estimée; elle se présente sous forme de lanières minces et légères, roulées sur elles-mêmes, de manière à former des petits tuyaux étroits et allongés; elle est fragile, jaune-rougeâtre, douée d'une odeur aromatique et d'une saveur chaude, piquante et sucrée; 2° la *cannelle de Cayenne* est plus épaisse et plus pâle que

la précédente ; 3° la *cannelle de Chine* est en fragments plus courts et plus épais, d'une couleur rouge-brun, d'une odeur qui rappelle celle de la punaise, et d'une saveur chaude.

La cannelle doit son odeur et sa saveur à une huile essentielle que l'on peut extraire en faisant infuser l'écorce dans l'alcool, et séparant ensuite celui-ci par une douce chaleur. Outre cette huile essentielle, la cannelle contient encore, d'après Vauquelin : 1° du tannin ; 2° une matière végéto-animale, colorante, unie au tannin ; 3° un acide qui rend cette combinaison soluble dans l'eau ; 4° une certaine quantité de mucilage. M. Guibourt a retiré beaucoup d'amidon de la cannelle.

Usages. Cette écorce est un puissant excitant qui, à petites doses, détermine de la chaleur à l'épigastre, et facilite la digestion. Il est rare qu'on l'administre seule ; mais on l'unit souvent à d'autres substances stimulantes pour combattre les atonies de l'estomac, les diarrhées chroniques, les fièvres adynamiques et ataxiques à leur dernière période, etc.

Cascarille. Ecorce du *croton cascarilla*, arbuste qui croît aux Antilles, au Paraguay et au Pérou. Elle est sous forme de petits fragments contournés sur eux-mêmes, de 2 à 4 pouces de long, et d'environ une demi-ligne d'épaisseur, d'un gris-cendré à l'extérieur, brunâtres en dedans, d'une cassure compacte, lisse et résineuse, d'une saveur âcre et très-amère, et d'une odeur aromatique qui a de l'analogie avec celle du musc quand on la brûle. — D'après Tromsdorff, elle contient une matière extractive, amère, une huile volatile, très-suave, verdâtre, et une substance résineuse.

Usages. A petites doses, la cascarille agit comme tonique ; à doses plus élevées, elle devient stimulante. On l'emploie dans les mêmes cas que la cannelle.

Ecorce de chanvre (*cannabis sativa*). Elle est formée de *filasse*, espèce de fibre végétale qui a le ligneux pour base, de résine, d'une matière colorante verte, et d'un suc glutineux qui la faisait adhérer à la tige. Avant de la séparer de celle-ci, il est nécessaire de faire subir à la tige du chanvre l'opération du *rouissage*, qui consiste à placer le chanvre, pendant plusieurs jours, dans des fosses situées sur le bord des rivières, et remplies d'eau qui se renouvelle peu à peu. Le suc glutineux et la matière colorante se putréfient et disparaissent en grande partie. — On peut faire rouir le chanvre en deux heures de temps, en le plongeant dans de l'eau qui contient du savon vert, dans la proportion d'une livre pour 325 kilogrammes d'eau.

Ecorce de chêne (*quercus robur*). Cette écorce contient une grande quantité de tannin ; réduite en poudre, elle constitue le *tan*, dont on se sert pour le tannage des peaux.

Ecorce du daphne alpina. Cette écorce contient, d'après Vauquelin, du ligneux, de la résine verte, une substance colorante, jaune, et une matière cristalline, amère, que M. Thomson a désignée sous le nom de *daphnine.* Cette substance a aussi été extraite du *daphne mezereum* (*voyez* page 312).

Fausse angusture. Ecorce du *brucœa antidysenterica.* D'après MM. Pelletier et Caventou, cette écorce, remarquable par son amertume et par la propriété qu'elle possède de déterminer des attaques de tétanos chez les animaux auxquels on l'administre, est formée de *brucine* unie à l'acide gallique (page 309), de matière grasse, de gomme, de substance colorante, jaune, de ligneux et de traces de sucre.

Ecorce de houx. C'est avec elle que l'on prépare la *glu.* Suivant M. Bouillon-Lagrange, pour obtenir cette matière, il faut prendre la seconde écorce de houx, la piler, la faire bouillir pendant 4 à 5 heures avec de l'eau ; puis la retirer du bain, la placer dans des pots de terre à la cave, l'y enterrer même, et l'y laisser jusqu'à ce qu'elle soit pourrie ou jusqu'à ce qu'elle devienne visqueuse, en l'arrosant de temps en temps avec un peu d'eau ; l'écorce se trouve alors transformée en glu, qui, pour être pure, n'a plus besoin que d'être lavée avec de l'eau ordinaire.

Liége. On donne ce nom à la partie extérieure du *quercus suber.* Selon M. Chevreul, le liége est composé de tissu cellulaire, dans les cavités duquel se trouvent des matières astringentes, colorantes, résineuses ou grasses : c'est au tissu proprement dit, que M. Chevreul a donné le nom de *subérine.*

Ecorce de malambo. Elle provient d'un arbre dont l'espèce n'a pas encore été bien déterminée, et qui croît dans l'Amérique méridionale. Selon Cadet-Gassicourt et Vauquelin qui l'ont examinée, cette écorce contient : 1° de la fibre ligneuse ; 2° une huile volatile, aromatique ; 3° une matière résineuse, amère, qui en fait environ la quinzième partie ; 4° quel-

ques substances extractives. — Il paraît qu'en Amérique on l'administre avec succès comme fébrifuge, tonique et astringente.

Quinquina. *Ecorce du Pérou.* C'est ainsi que l'on nomme l'écorce de plusieurs espèces du genre *cinchona*. On distingue dans le commerce un grand nombre de variétés de quinquina ; il y en a quatre principales : A le *quinquina gris*, qui paraît provenir du *cinchona condaminea ;* il est sous forme d'écorces roulées sur elles-mêmes, en tubes longs de 8 à 10 pouces, minces, compactes, d'une cassure nette, d'une saveur amère et astringente, d'une odeur faible, recouvertes extérieurement d'un épiderme grisâtre ou brunâtre, chargé de lichens et fendillé transversalement. — D'après MM. Pelletier et Caventou, cette écorce contient : 1° de la cinchonine unie à l'acide quinique ; 2° une petite quantité de quinine ; 3° une matière grasse, verte ; 4° une matière colorante, rouge ; 5° une autre matière colorante, rouge, soluble, qui a de l'analogie avec le tannin ; 6° un principe colorant, jaune ; 7° du quinate de chaux ; 8° de la gomme ; 9° de l'amidon ; 10° du ligneux. — B Le *quinquina jaune* est fourni par le *cinchona cordifolia*. C'est une écorce compacte, pesante, recouverte d'un épiderme grisâtre, rugueux, plus ou moins épais, fendillé transversalement, offrant souvent des lichens à sa surface. Quelquefois ce quinquina se présente en morceaux aplatis, dépourvus d'épiderme, d'une cassure fibreuse et luisante, d'une couleur jaune-claire, inodore, très-amère. Sa composition est analogue à celle du quinquina gris ; mais la gomme manque, et la quinine remplace la majeure partie de la cinchonine. — C Le *quinquina rouge* est l'écorce du *cinchona oblongifolia*. Il est en morceaux aplatis, roulés, lourds, compactes, couverts d'un épiderme rugueux, fendillé, d'une couleur blanchâtre en dehors, et rouge-brunâtre en dedans. La partie ligneuse est d'un rouge de rouille ; son odeur est faible, sa saveur est un peu amère, styptique et désagréable. Il contient de la quinine et de la cinchonine dans les proportions de 0,017 de la première, et de 0,008 de la seconde. — D Le *quinquina blanc* est fourni par le *cinchona ovalifolia*. C'est une écorce mince, roulée, cassante, couverte d'un épiderme blanchâtre, à cassure fibreuse, douée d'une saveur amère et nauséabonde. Sa composition diffère peu de celle du quinquina rouge.

On trouve encore dans le commerce plusieurs variétés de quinquinas qui sont moins caractérisées que celles qui viennent d'être passées en revue, et qui, pour la plupart, n'appartiennent pas aux arbres du genre *cinchona*.

Action sur l'économie animale, et usages. « Administrée à petites doses, l'écorce du Pérou n'agit guère que sur l'estomac et le canal intestinal ; elle augmente la vitalité de cet appareil, réveille les forces digestives, et rend l'assimilation des substances alimentaires plus rapide et plus parfaite ; mais cette action fortifiante se borne presque exclusivement aux tissus avec lesquels le quinquina est mis en contact; tandis que, sous l'influence de quantités plus grandes, on voit se manifester une série de phénomènes généraux qui ne permet pas de douter que cette action ne s'étende à toute l'économie. En effet, après l'administration d'une dose ordinaire de quinquina, sous quelque forme que ce soit, la bouche devient sèche ; on éprouve à l'estomac une sensation de chaleur qui se propage bientôt à tout l'abdomen ; la circulation s'accélère, le pouls devient plus vite et plus plein ; la chaleur générale, et, par suite, la transpiration cutanée, augmentent ; enfin on éprouve, dans toutes les parties, un sentiment de vigueur plus ou moins prononcé et permanent, qui caractérise la médication tonique. Si la dose de quinquina est trop forte, ou bien si son usage est trop longtemps continué, ou enfin s'il existe un état inflammatoire du canal digestif, ou même de tout autre organe, les phénomènes que nous venons d'énumérer augmentent d'intensité, et tous les symptômes de la phlegmasie s'exaspèrent. On voit survenir une gêne et une chaleur ardente à la région épigastrique, des nausées, des borborygmes, des vomissements ou des évacuations alvines, une soif vive, une chaleur générale âcre et brûlante ; le pouls est dur et fréquent ; les artères temporales battent avec force ; à tous ces symptômes viennent se joindre une céphalalgie violente, des hémorrhagies nasales, une agitation extrême, la sécheresse de la peau, et même, dans certains cas, du délire, de l'insomnie, des mouvements irréguliers, et tous les signes d'une irritation de l'encéphale. — D'après ce que nous venons d'exposer sur les effets immédiats du quinquina, on voit

que cette substance exerce sur l'économie animale une action tonique des plus énergiques. L'intensité de cette action varie suivant les diverses espèces de quinquinas, et suivant la quantité de quinine et de cinchonine qu'ils contiennent; car on sait aujourd'hui, à n'en pouvoir douter, que c'est à ces deux principes qu'ils doivent leurs propriétés toniques. Enfin quelques espèces, le quinquina rouge, par exemple, jouissent en outre de qualités astringentes très-prononcées, dues à la présence du tannin. — Une des actions les plus remarquables du quinquina, à laquelle il doit en grande partie la célébrité dont il jouit depuis si long-temps, est celle qu'il exerce sur les maladies intermittentes. Personne n'ignore que, convenablement administré, il empêche, d'une manière presque certaine, le retour périodique des accès qui caractérisent ces affections. — L'écorce du Pérou s'administre comme tonique et surtout comme fébrifuge. Comme tonique, son emploi est considérablement restreint de nos jours, et cependant il convient dans la plupart des cas qui réclament l'usage des fortifiants. On le prescrit avec beaucoup de succès dans les affections adynamiques et gangréneuses, les fièvres typhoïdes avec prostration extrême des forces, les angoisses gangréneuses, les hémorrhagies passives, accompagnées d'une grande faiblesse, etc. Il est encore très-utile dans le traitement de la goutte, du rhumatisme chronique, des scrofules, des maladies scorbutiques. A doses fractionnées, on l'emploie avec avantage dans les dyspepsies sans irritation de l'estomac, dans les cas de diarrhées rebelles et devenues chroniques, dans les vieux catarrhes, et, en général, dans toutes les inflammations très-anciennes et peu intenses des membranes muqueuses qui semblent se perpétuer par l'atonie des tissus, et qui cèdent plus facilement à l'emploi des toniques qu'au traitement antiphlogistique qui, bien souvent, au contraire, paraît les aggraver et les rendre plus rebelles. A l'extérieur, on s'en sert en poudre ou en décoction concentrée, dans les cas d'ulcères sordides, atoniques, de plaies compliquées de pourriture d'hôpital, de gangrène humide; et sous forme de lotions, d'injections, de gargarismes, dans certaines angines gangréneuses ou simplement chroniques, dans les écoulements muqueux, entretenus par l'atonie des membranes; dans les cas de chute du rectum, du vagin, etc. — C'est surtout comme fébrifuge qu'on fait le plus fréquent usage de ce médicament, et que son emploi est suivi des plus heureux effets. On l'administre alors à doses plus fortes que dans les cas indiqués précédemment. Dans les fièvres intermittentes, ordinaires, on le fait prendre, à hautes doses, quelque temps avant l'accès, ou bien, et c'est la méthode la plus sûre, on l'administre à petites doses pendant toute la durée de l'apyrexie, de manière à modérer l'intensité de l'accès, et à le faire cesser graduellement. Il faut toujours éviter de donner ce médicament pendant la fièvre; car alors, loin d'en diminuer l'intensité, il l'augmente et la rend plus rebelle. Cependant, dans les fièvres rémittentes, dont les accès ne sont séparés que par des intervalles très-courts, on peut commencer à l'administrer vers la fin de l'accès, et donner alors la dose entière, pour qu'il puisse agir avant le retour du paroxysme. — Dans les fièvres intermittentes, pernicieuses, qui portent le nom de fièvres *larvées*, et dont la gravité est très-grande, on ne doit pas hésiter un moment à donner le quinquina à hautes doses dans l'intervalle des accès, de manière à en empêcher complètement le retour; car c'est souvent le seul moyen de conserver les jours du malade. — La dose du quinquina à administrer en une seule ou en plusieurs prises, dans l'intervalle d'un accès à l'autre, varie suivant une foule de circonstances, au nombre desquelles figurent en première ligne l'âge, la constitution de l'individu et l'intensité de la maladie. Dans le plus grand nombre des cas, elle est de deux gros à une demi-once; on l'augmente progressivement, et, dans certaines circonstances, elle peut être portée jusqu'à une et même deux onces. —La poudre de quinquina, que l'on employait le plus ordinairement autrefois, est généralement remplacée aujourd'hui par les sels de quinine et de cinchonine. » (Edwards et Vavasseur.)

Ecorce de simarouba (*quassia simarouba*). Cette écorce est formée de *quasine*, d'une matière résineuse, d'une huile volatile qui a l'odeur du benjoin, d'acide ulmique, de ligneux, d'acide malique et de quelques traces d'acide gallique, d'acétate de potasse, de sel ammoniacal, de malate et d'oxalate de chaux, et de quelques sels minéraux (Morin). Le simarouba est en lanières minces, légères, longues de plusieurs pieds, roulées et repliées sur elles-mêmes, diffici-

les à pulvériser, grisâtres extérieurement, jaunâtres à l'intérieur, inodores et d'une saveur très-amère. — On l'administre dans la dernière période de la dysenterie, dans certaines diarrhées chroniques, dans la dyspepsie, etc.

Écorce de tremble. D'après M. Leroux de Vitry, cette écorce contient de la salicine, de la corticine, de la populine, de l'acide benzoïque, une matière gommeuse, un principe soluble dans l'eau et dans l'alcool, et des tartrates de chaux et de potasse.

Écorce de winter (*wintera aromatica*). Cette écorce est ordinairement en fragments roulés, d'environ un pied de long, d'un jaune-roux, ayant un épiderme comme usé par le frottement et quelquefois couvert de tubercules, d'une cassure compacte, grenue et rougeâtre, d'une odeur aromatique, et d'une saveur âcre et brûlante. D'après M. Henry, elle est composée de résine, d'huile volatile, de tannin, de matière colorante, d'oxyde de fer, de sulfate de potasse, et de quelques autres sels.—On s'en sert quelquefois comme stomachique et antiscorbutique.

§ III. *Racines.*

Les racines peuvent être divisées en ligneuses et en charnues; les premières ne contiennent, pour ainsi dire, que de la fibre ligneuse; les secondes contiennent en outre beaucoup d'eau et d'autres principes.

Racine d'aconit (*aconitum napellus*). Elle a la forme d'un petit navet, noirâtre en dehors et blanchâtre en dedans; elle est douée d'une odeur nauséabonde, peu développée, et d'une saveur âcre et amère, qui laisse dans la bouche un sentiment de cuisson et une sorte d'engourdissement; d'après M. Pallas, elle est formée d'une matière huileuse, noire, d'une matière verte qui a de l'analogie avec celle du quinquina, d'une substance alcaloïde que l'on a nommée *aconitine*, d'albumine végétale, d'amidon, de tissu ligneux et de quelques sels. L'aconit napel agit à hautes doses comme un poison narcotico-âcre très-énergique. A petites doses, il paraît donner de l'activité aux sécrétions rénale et cutanée. On l'a employé dans le traitement du rhumatisme chronique, de la goutte, de la paralysie, de l'amaurose, des affections cancéreuses, des hydropisies, etc.

Racine d'acore vrai (*acorus verus*, *calamus aromaticus*). Elle est de la grosseur du doigt, tortueuse, articulée, d'une cassure résinoïde, parsemée de points luisants; fauve extérieurement, d'un blanc rosé à l'intérieur, douée d'une saveur piquante, chaude et amère, et d'une odeur aromatique et agréable. — Elle contient de l'huile volatile, une résine molle, une matière extractive, de la gomme, de l'inuline, du ligneux et de l'eau (Tromsdorff). — On l'emploie comme stomachique.

Racine d'angélique (*angelica archangelica*). Elle est grosse, charnue, fusiforme, grise et ridée à l'extérieur, blanchâtre en dedans; elle est douée d'une odeur forte et aromatique, et d'une saveur chaude et amère. Elle contient une huile essentielle, de la résine, de l'inuline et une matière extractive.— Elle jouit de propriétés stimulantes. On l'administre dans le traitement des dyspepsies, des vomissements spasmodiques, des céphalalgies nerveuses, de la chlorose, etc.; on la donne aussi dans la dernière période des catharres pulmonaires chroniques, pour faciliter l'expectoration.

Racine d'asperge (*asparagus officinalis*). Elle est charnue, cylindrique, écailleuse, donnant naissance à un grand nombre de radicules très-longues, grosses comme une plume à écrire. Sa saveur est amère. Elle contient, d'après Vauquelin, de l'*agédoïte*, une matière résineuse, verte, de la cire, de l'albumine, de la mannite, du phosphate et de l'acétate de potasse. — Elle jouit de propriétés diurétiques très-prononcées.

Racine de bardane (*arctium lappa*). Elle est grosse comme le doigt, charnue, fusiforme, noire en dehors, blanche en dedans, sans odeur, douée d'une saveur douceâtre et un peu astringente. — Elle contient une grande quantité d'inuline, de l'extractif amer et des sels à base de potasse. On l'administre, quelquefois, comme diaphorétique et diurétique, dans le traitement des maladies de la peau, des affections goutteuses, rhumatismales et syphilitiques.

Racine de bistorte (*polygonum bistorta*). Cette racine est grosse comme le doigt, contournée deux ou trois fois sur elle-même, brune en dehors, rougeâtre en dedans, sans odeur, douée d'une saveur très-astringente. Elle contient une grande quantité de tannin, de l'acide gallique, de l'amidon et de l'acide oxalique. — C'est un très-bon astringent, que l'on emploie avec avantage pour com-

battre les flux chroniques, les hémorrhagies passives, les diarrhées atoniques, etc.

Racine de bryone (*bryonia alba*). Cette racine se présente dans le commerce sous forme de rouelles très-grandes, blanches, d'une odeur vireuse et désagréable. D'après M. Dulong d'Astafort, elle contient une matière amère, drastique, vénéneuse, à laquelle on a donné le nom de *bryonine*; elle contient en outre beaucoup d'amidon, une petite quantité d'une matière grasse, verte, un peu de résine, de l'albumine végétale, de la gomme et quelques sels. Autrefois on l'employait comme purgatif : aujourd'hui on s'en sert rarement.

Racine de caïnca (*Chicoccocca racemosa*). Cette racine est rameuse, rougeâtre, striée longitudinalement, douée d'une saveur amère et d'une odeur nauséabonde. Elle contient, d'après MM. Pelletier et Caventou, un principe amer qu'ils ont nommé *acide caïncique*, une matière grasse, verte, une matière colorante, jaune, et une substance visqueuse. — Elle est tonique, purgative et diurétique.

Racine de carotte (*dancus carotta*). Elle contient, d'après Vauquelin, de l'albumine, une matière grasse résineuse, de la mannite, un principe sucré, difficilement cristallisable, de l'acide malique, de la fibre végétale, de l'acide pectique, et des sels de chaux et de potasse.

Racine de colombo (*menispermum palmatum*). On la trouve dans le commerce sous forme de rouelles, ou en morceaux longs de 2 à 3 pouces, recouverts d'une écorce épaisse et jaunâtre; le parenchyme en est spongieux et jaune-verdâtre; sa saveur est amère, et son odeur est désagréable. — Elle contient, d'après M. Planche, de l'amidon, de la gomme, un principe azoté, une matière jaune, amère, un peu d'huile volatile, de l'oxyde de fer, du ligneux, des sels de chaux et de potasse. — C'est un amer franc que l'on administre avec avantage pour combattre les diarrhées chroniques, la dysenterie et les maladies atoniques de l'estomac et du canal intestinal.

Racine de curcuma (*curcuma longa*). Elle est grosse comme le doigt, cylindrique, grise en dehors, d'un jaune foncé en dedans. — D'après MM. Pelletier et Vogel, elle contient une matière ligneuse, de la fécule, une matière colorante, brune, un peu de gomme, une huile volatile, odorante, très-amère, un peu de chlorure de calcium, et un principe particulier que l'on a désigné sous le nom de *curcumine*. — On s'en sert en teinture.

Racine de dompte-venin (*asclepias vincetoxicum*). Elle contient, d'après M. Fenculle, une matière blanche, qui provoque le vomissement, et différente de l'émétine, de la résine, du mucilage, de la fécule, une huile grasse, une huile volatile, du ligneux, des sels de potasse et de chaux.

Racine d'ellébore blanc (*veratrum album*). Elle est sous forme d'un cône tronqué, long de 2 à 3 pouces, souvent garni de radicules nombreuses. Elle contient, d'après MM. Pelletier et Caventou, de la stéarine, de l'oléine, un acide volatil, du gallate acide de vératrine, de l'amidon, du ligneux, de la gomme, une matière colorante, jaune, et quelques sels minéraux.

Racine de fougère male. Cette racine est de la grosseur du pouce, noueuse, brune et écailleuse à l'extérieur, douée d'une saveur amère et un peu acerbe, et d'une odeur désagréable. D'après M. Morin, elle contient une huile volatile, une matière grasse, composée d'oléine et de stéarine, de l'acide gallique, de l'acide acétique, du sucre incristallisable, de l'amidon, du tannin, une matière gélatineuse, insoluble dans l'eau et dans l'alcool, du ligneux et plusieurs sels. — C'est un bon anthelmintique.

Racine de galanga. Elle est cylindrique, grosse comme le petit doigt, longue de 5 à 6 pouces, brune à l'extérieur et marquée de lignes circulaires, blanches, jaune-rougeâtre à l'intérieur, douée d'une odeur forte et aromatique, et d'une saveur âcre et piquante. Elle contient une résine soluble dans l'éther, une grande quantité de sous-résine, une huile volatile d'un bleu-verdâtre, de l'amidon, de la gomme, du ligneux, de l'acide acétique, de l'acétate de potasse, beaucoup d'oxalate de chaux, des traces d'une matière analogue à l'osmazôme, et quelques sels minéraux (Morin).

Racine de gentiane (*gentiana lutea*). Cette racine est allongée, grosse comme le pouce, rugueuse, annelée, brune à l'extérieur, d'un jaune vif à l'intérieur, d'une texture spongieuse, douée d'une odeur un peu nauséeuse, et d'une saveur franchement amère. Elle contient un principe odorant, très-fugace, de la gentianine, de la glu, une matière huileuse, verdâtre, fixe, un acide organique,

libre, qui se rapproche de l'acide acétique, du sucre incristallisable, de la gomme, une matière colorante, fauve, et du ligneux (Henry et Caventou). — La gentiane est, de tous nos amers indigènes, le plus puissant et le plus usité; elle exerce sur l'économie une action franchement tonique; on l'administre avec succès dans tous les cas qui réclament l'emploi de cette indication (dyspepsies, diarrhées séreuses, affections scrofuleuses, chlorose, hystérie, etc).

Racine de gingembre (*zingiber officinale*). Racine tuberculeuse, grosse comme le doigt, aplatie, noueuse, dure, compacte, d'une saveur âcre et chaude. Elle contient à peu près les mêmes principes que le galanga; elle renferme moins de sous-résine et d'oxalate de chaux, plus d'osmazôme et un peu d'une matière végéto-animale. — Le gingembre est un stimulant énergique, que l'on administre dans tous les cas où il est nécessaire de réveiller l'action de l'appareil digestif.

Racine de guimauve (*althœa officinalis*). Elle est blanche, fusiforme, inodore, charnue, grosse comme le doigt. D'après M. Bacon, elle contient de l'eau, de la gomme, du sucre, une huile grasse, de l'amidon, de l'asparagine unie à l'acide malique, de l'albumine, du ligneux et plusieurs sels. C'est une racine émolliente très-employée.

Ipécacuanha officinal, ou *annelé* (*cephœlis ipecacuanha*). Cette racine, telle qu'on la trouve dans le commerce, est longue de 3 à 4 pouces, compacte, cassante, irrégulièrement contournée, grosse comme une plume d'oie, hérissée de petits anneaux proéminents, inégaux et rugueux; sa couleur est brune, son odeur est faible, sa saveur est amère, âcre et nauséeuse. Elle est formée de deux parties, savoir, une *écorce* à cassure brunâtre et résineuse, et un *meditullium* fibreux, jaunâtre, moins sapide et moins odorant. — D'après MM. Pelletier et Magendie, l'écorce contient, sur 100 parties : émétine, 16; matières grasses, 1,2; substance résineuse, 1,2; gomme et sels, 2,4; amidon, 5,3; matière azotée, 2,4; ligneux, 12,5; trace d'acide gallique. Le méditullium est composé de 1,15 d'émétine; 2,45 de matière extractive, non émétique; 5 de gomme; 20 d'amidon; 66,60 de ligneux; traces d'acide gallique et de matière grasse. Ces résultats analytiques viennent prouver ce que l'expérience avait déjà démontré : savoir, que la partie corticale jouit de propriétés médicinales plus prononcées que le méditullium.

L'ipécacuanha, administré à doses modérées, agit sur l'estomac et produit des vomissements et quelquefois des évacuations alvines; donné à petites doses, de manière à ne pas produire de vomissements, il semble agir comme excitant de la membrane muqueuse pulmonaire. On l'emploie le plus ordinairement comme vomitif dans le traitement de la dysenterie, de la péritonite puerpérale, après la cessation des symptômes inflammatoires, etc.

Ipécacuanha strié (*psychotria emetica*). Les racines de cet ipécacuanha sont cylindriques, simples, grosses comme une plume à écrire, non rugueuses, étranglées de distance en distance, couvertes d'un épiderme brun. On y trouve, d'après M. Pelletier, 9 d'émétine; 12 de matière grasse, 79 de ligneux, d'amidon et de gomme.

L'*ipécacuanha gris-rouge*, et l'*ipécacuanha blanc* ou *ondulé*, sont peu employés.

Racine d'iris de Florence (*iris florentina*). Cette racine contient de la gomme, un extrait brun, de la fécule, une huile grasse, âcre et amère, une huile volatile et du ligneux (Vogel).

Racine de jalap (*convolvulus jalapa*). Cette racine se trouve dans le commerce sous forme de rouelles ou de morceaux ronds compacts, très-pesants, rugueux, d'un brun-noirâtre en dehors, à cassure lisse, ondulée et parsemée de points brillants, douée d'une saveur âcre et irritante, qui ne se développe pas de suite, et d'une odeur un peu nauséabonde. — 500 grammes de cette racine contiennent d'après M. F. Cadet de Gassicourt : résine, 50; extrait gommeux, 220; fécule, 12,5; albumine, 12,5; ligneux, 145; eau, 24; sels de potasse et de chaux, 14,2; silice, 2,7; carbonate de fer, 0,105; (perte, 16,995). — Le jalap est un purgatif énergique que l'on emploie fréquemment.

Racine de liseron des champs (*convolvulus arvensis*). D'après M. Chevalier, cette racine contient de l'eau, de la fécule, de l'albumine, un peu de résine qui jouit de propriétés purgatives, du sucre cristallisable, un extrait gommeux et des sels.

Racine de nénuphar (*nymphœa alba*). Elle est formée de gomme, d'amidon, de tannin uni à l'acide gallique, d'une matière végéto-animale, de résine, d'une substance grasse, d'acide ulmique, de

ligneux, d'acide tartrique, d'acétate de potasse, de sucre incristallisable, d'un sel ammoniacal, de malate et de phosphate de chaux.

Racine de patience (*rumex patientia*). Cette racine est longue, fusiforme, fibreuse, brunâtre en dehors, jaunâtre en dedans, inodore, douée d'une saveur âcre et amère. Elle paraît contenir du soufre libre, de l'oxalate de chaux, de l'amidon et des principes extractifs, solubles dans l'eau. Elle jouit de propriétés toniques et diaphorétiques qui la font prescrire dans le traitement des maladies cutanées.

Racine de pivoine (*pæonia officinalis*). D'après M. Morin, cette racine contient de l'amidon, du ligneux, une matière grasse, du sucre incristallisable, de la gomme, du tannin, une matière végéto-animale, des acides malique et phosphorique, libres, de l'oxalate de chaux, des malates de chaux et de potasse, et quelques autres sels. — Elle a été vantée comme un antispasmodique très-puissant, et employée contre l'épilepsie.

Racine de polygala de Virginie (*polygala senega*). Elle est contournée, rameuse, d'une grosseur variable, pourvue d'un côté d'une sorte de crête longitudinale ; elle est pourvue d'une écorce grisâtre, résineuse, qui recouvre un méditullium ligneux et blanchâtre ; elle est douée d'une odeur faible et nauséeuse, d'une saveur d'abord douce, puis âcre et amère. — D'après M. Dulong d'Astafort, elle paraît contenir une matière particulière, que l'on a nommée *polygaline* ou *sénégine*, de la résine, une matière gommeuse, une matière analogue à la cire, une substance colorante, jaune, de l'acide pectique, du malate acide de potasse et de chaux, etc. — C'est un excitant très-énergique qui, à doses modérées, excite la sécrétion de l'urine, la sueur et le ptyalisme. On l'administre avec avantage dans les affections rhumatismales, dans la dernière période des catarrhes pulmonaires, dans certaines hydropisies, l'aménorrhée. etc.

Racine de polypode *polypodium vulgare*). Elle contient de la sarcocolline, du sucre, de la glu, de l'extractif, de l'huile grasse, de la mannite, un principe fade, muqueux, de l'amidon, de l'acide malique, du ligneux, de l'albumine, de la chaux, de la magnésie et de l'oxyde de fer (Desfosses).

Racine de ratanhia (*krameria triandra*). C'est une racine ligneuse, divisée en nombreuses ramifications cylindriques, d'un brun-rougeâtre, douée d'une saveur astringente. — Elle contient, d'après M. Vogel, 40 de tannin modifié; 1,50 de gomme; 0,50 de fécule; 48 de ligneux; trace d'acide gallique. M. Peschier y a annoncé l'existence d'un acide nouveau qu'il a nommé *acide kramérique*. — Cette racine est un puissant astringent que l'on emploie dans le traitement des hémorrhagies passives, des diarrhées chroniques, de la leucorrhée, des blennorrhagies anciennes, etc.

Racine de réglisse (*Glycyrrhiza glabra*). Il résulte des expériences de M. Robiquet que cette racine est composée de fécule amilacée, d'albumine végétale, d'une matière sucrée nommée *glycyrrhizine*, des acides phosphorique et malique, combinés à la magnésie, d'une huile résineuse, brune, épaisse et âcre, d'asparamide et d'un tissu ligneux. On l'emploie pour édulcorer les boissons émollientes.

Racine de rhubarbe (*rheum palmatum*). Dans le commerce, on distingue trois espèces principales de rhubarbe ; 1° la *rhubarbe de Moscovie*, qui est en morceaux un peu aplatis, irréguliers, lisses, percés d'un grand trou, jaunes en dehors, marbrés de veines rouges et blanches en dedans, d'une saveur amère et astringente ; — 2° la *rhubarbe de Chine*, qui est en morceaux arrondis, plus gros que ceux de la précédente, moins lisses, d'un jaune sale à l'extérieur, d'un rouge terne et marbré de blanc intérieurement, d'une saveur amère;—3° la *rhubarbe indigène*, la moins estimée, ressemble beaucoup aux rhubarbes exotiques par ses caractères extérieurs, mais s'en distingue par sa couleur rosée en dehors, par son odeur moins forte, et sa saveur moins amère.

D'après M. Henry, la rhubarbe de Chine contient : une matière colorante, jaune, particulière; une huile douce, rancissant par la chaleur; de la fécule amilacée; une petite quantité de gomme; du tannin; de la fibre ligneuse; le tiers de son poids d'oxalate de chaux; du malate acide de chaux; de l'oxyde de fer et quelques sels métalliques.—La rhubarbe de Moscovie contient les mêmes principes. — La rhubarbe indigène diffère des deux précédentes, en ce qu'elle contient plus de tannin, plus de fécule amilacée et moins d'oxalate de chaux.

La rhubarbe agit comme astringent lorsqu'on l'administre à petites doses ;

mais, à doses plus élevées, elle détermine les phénomènes de la purgation et agit ensuite à la manière des toniques. — C'est un médicament très-usité dans une foule de circonstances.

Racine de saponaire. Elle est cylindrique, noueuse, inodore, douée d'une saveur amère et un peu âcre. Cette racine contient, d'après Bucholz, 25 de résine molle, 34 d'une substance particulière que l'on a nommée *saponine*; 25 d'extractif, 33 de gomme et 13 d'eau. Elle jouit de propriétés toniques et diaphorétiques, peu prononcées. On l'emploie fréquemment dans la jaunisse, la goutte, le rhumatisme, les engorgements du foie, etc.

Racine de salsepareille (*smilax salsaparilla*). Les racines de salsepareille sont fibreuses, longues de plusieurs pieds, grosses comme une plume à écrire, ridées, grises en dehors, blanches en dedans, sans odeur, douées d'une saveur mucilagineuse, un peu amère. D'après M. Palotta, cette racine contient de la fécule, du mucilage, de l'albumine et un principe immédiat qu'il a nommé *pareilline*. — On l'emploie très-fréquemment comme diaphorétique, dans le traitement de la syphilis constitutionnelle, du rhumatisme chronique, des maladies de la peau, etc.

Racine de sassafras (*laurus sassafras*). On la trouve dans le commerce en morceaux gros comme le bras. Son écorce est épaisse, rugueuse, spongieuse, brune-rougeâtre, douée d'une odeur forte et aromatique, d'une saveur douce, âcre d'abord, puis chaude et un peu âcre; sa partie ligneuse est poreuse, légère, jaunâtre, douée d'une odeur, d'une saveur, analogues, mais moins prononcées que celle de l'écorce. — Elle contient une huile essentielle, plus pesante que l'eau, très-volatile, jaune-pâle. — C'est un stimulant que l'on emploie comme sudorifique.

Racine de serpentaire de Virginie (*aristolochia serpentaria*). Elle est composée d'un tronc commun, grêle, allongé, d'où partent des fibrilles nombreuses, allongées, brunâtres, douées d'une odeur aromatique, camphrée, et d'une saveur amère, chaude et piquante. Elle est composée d'une huile volatile qui a la même odeur que la plante, d'amidon, de résine, de gomme, d'albumine, d'une matière jaune, amère, et de plusieurs sels. — Elle jouit de propriétés excitantes et diaphorétiques; on l'administre dans le traitement des fièvres intermittentes, rebelles, des affections gangréneuses, de la chlorose, etc.

Racine de squine (*smilax china*). Elle est grosse comme le poing, ligneuse, pesante, noueuse, dure, compacte, brune-rougeâtre en dehors, d'un brun foncé en dedans, sans odeur, douée d'une saveur un peu acerbe. — Elle contient de la fécule, de la gomme et un principe colorant, rouge, soluble dans l'eau. On l'emploie aux mêmes usages que la salsepareille.

Racine de turbith (*convolvulus turpethum*). Cette racine est en morceaux de la longueur du doigt, compactes, gris-brunâtres en dehors, blanchâtres en dedans, présentant des stries noirâtres et résineuses, presque inodore, douée d'une saveur nauséabonde. Elle contient, d'après M. Boutron-Charlard, de la résine, une matière grasse, une huile volatile, de l'albumine, de la fécule, un principe jaune, du ligneux, de l'acide malique, libre, et quelques sels.

Racine de valériane (*valeriana officinalis*). Elle est formée d'un grand nombre de radicules cylindriques, jaunâtres à l'extérieur, blanchâtres intérieurement, d'une odeur forte et fétide lorsqu'elle est sèche, d'une saveur âcre et amère. — Elle contient : principe particulier, soluble dans l'eau, et insoluble dans l'alcool et dans l'éther, 48; résine noire, 24; huile très-volatile, d'un blanc verdâtre, douée d'une odeur forte et camphrée, 1; matière gommeuse, 36; fécule, 6; ligneux, 266 (Tromsdorff). — Cette racine jouit de propriétés excitantes, dont l'action se porte principalement sur le cerveau. On l'administre, avec succès, comme antispasmodique, dans le traitement de l'hystérie, de l'épilepsie, des migraines et de certaines névroses.

Zédoaire ronde (racine du *kœmpferia rotunda*). Elle est en morceaux qui représentent des moitiés ou des quartiers d'un petit œuf de poule, et dont le côté convexe est marqué d'anneaux circulaires. Sa composition est analogue à celle du gingembre. — La *zédoaire longue* (*amomum zedoaria*) ne diffère de la précédente que par la forme.

§ IV. *Feuilles*.

Les feuilles, considérées sous le rapport de l'anatomie végétale, sont formées d'épiderme, d'une pulpe verte, et d'une substance fibreuse qui leur donne la forme qu'elles offrent.

Feuilles d'absinthe (*absinthium offi-

cinale). Elles sont douées d'une odeur forte et aromatique, et d'une saveur amère et chaude. M. Braconnot a trouvé dans ces feuilles et dans les sommités fleuries : 1° une matière azotée, très-amère, soluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'alcool ; 2° une autre matière azotée, presque insipide ; 3° une substance résiniforme, très-amère, soluble dans l'alcool et dans l'eau bouillante, d'où elle se précipite par le refroidissement ; 4° une huile volatile, verte ; 5° de la chlorophylle ; 6° de l'albumine ; 7° de la fécule ; 8° du ligneux ; 9° de l'eau et des sels. — L'absinthe possède des propriétés stimulantes et toniques très-prononcées ; donnée à doses modérées, elle excite l'appétit et rend les digestions plus faciles ; on l'administre avec beaucoup de succès dans les affections qui exigent une médication tonique et excitante.

Feuilles de belladone (*atropa belladona*). Le suc de la belladone renferme, outre l'eau, 1° une substance végéto-animale, qui se coagule en partie par la chaleur, et dont une autre partie reste en dissolution, à la faveur d'un excès d'acide acétique; 2° une substance soluble dans l'alcool, douée d'une saveur amère et nauséabonde, et à laquelle la belladone doit ses propriétés médicales : c'est cette substance que Brande a désignée sous le nom d'*atropine ;* 3° différents sels, tels que l'azotate, le sulfate et l'acétate de potasse, l'oxalate acide de potasse, le chlorure de potassium ; 4° de l'acide acétique (Vauquelin).

La belladone est douée de propriétés narcotico-âcres, et donne promptement la mort lorsqu'on l'administre à hautes doses. Donnée à doses convenables, elle peut être fort utile dans le traitement de plusieurs maladies. On en a obtenu de bons effets contre la coqueluche, les toux convulsives, le tic douloureux de la face, les affections cancéreuses, la dysenterie, l'ictère, etc.; on l'a employée avec succès, à l'extérieur, pour combattre certaines inflammations de la peau, les tumeurs blanches articulaires, les affections rhumatismales, etc. Comme la dilatation des pupilles est un des effets les plus constants de l'administration de cette substance, on a profité de cette propriété de la belladone, pour combattre le rétrécissement de la pupille, qui est souvent produit par l'inflammation de l'iris; on s'en sert aussi pour obtenir un élargissement de la pupille avant l'opération de la cataracte. Chaussier a conseillé de se servir de cette substance pour obtenir le relâchement du col de l'utérus, dans le cas de rigidité spasmodique de cet organe, mettant obstacle à l'accouchement.

Feuilles de digitale (*digitalis purpurea*). Ces feuilles ont une odeur un peu vireuse, et une saveur amère, âcre et désagréable. Elles fournissent à l'analyse un extrait aqueux, brun, un autre extrait alcoolique, une matière verte, huileuse, des sels, de l'oxyde de fer, etc. (Destouches et Bidault de Villers). M. Leroyer de Genève y a découvert une substance particulière qu'il regarde comme le principe actif de la digitale, et qu'il a nommée *digitaline*.

La digitale, donnée à hautes doses, irrite violemment la muqueuse gastro-intestinale, produit des nausées, des vomissements, des déjections alvines, et occasionne ensuite des vertiges, l'obscurcissement de la vue, le délire, des convulsions et la mort. A petites doses, elle ne donne plus lieu qu'à des nausées et à de légères coliques; elle produit ensuite une augmentation dans la sécrétion de l'urine, l'accélération de la circulation, bientôt suivie d'un ralentissement considérable dans les battements du pouls. — Cette manière d'agir de la digitale est mise à profit dans le traitement des palpitations nerveuses, de l'hémoptysie, de l'asthme, des toux nerveuses, etc. On a profité de son action diurétique pour combattre l'anasarque et les hydropisies. Les médecins italiens regardent la digitale comme un puissant contre-stimulant, et la donnent à hautes doses dans les maladies inflammatoires et surtout dans les péripneumonies aiguës. (Voyez, pour plus amples détails, la *Bibliothèque de thérapeutique* de M. Bayle.)

Feuilles de gratiole (*gratiola officinalis*). Vauquelin, qui a soumis le suc de cette plante à l'analyse, en a retiré : 1° une matière gommeuse, brune ; 2° une substance résineuse amère, très-soluble dans l'alcool, soluble dans l'eau ; 3° une petite quantité d'une matière végéto-animale ; 4° du malate de potasse et du chlorure de sodium. — La gratiole est un purgatif drastique, peu employé en médecine.

Feuilles de laurier-cerise (*cerasus lauro-cerasus*). Elles ont une très-forte odeur d'acide cyanhydrique, et une saveur analogue à celle des amandes amères. Elles contiennent une assez grande quantité d'acide cyanhydrique, et une

huile essentielle presque concrète, blanche et très-âcre. — La manière d'agir de ces feuilles est la même que celle de l'acide cyanhydrique, mais elle est bien moins énergique.

Feuilles de marrube blanc (*marrubium vulgare*). Elles sont douées d'une odeur aromatique qui rappelle un peu celle du musc, et d'une saveur âcre, chaude et amère ; elles contiennent une huile volatile, un principe amer et de l'acide gallique. — Le marrube est un stimulant très-énergique, que l'on donne comme emménagogue, antispasmodique et diaphorétique.

Feuilles de mercuriale (*mercurialis annua*). Ces feuilles ont une odeur vireuse, et une saveur amère et salée. Elles contiennent, d'après M. Feneulle, un principe amer, légèrement purgatif, du mucus, de la chlorophylle, de l'albumine, une substance grasse, blanche, une huile volatile, de l'acide pectique, du ligneux et plusieurs autres sels. — La mercuriale jouit de propriétés laxatives ; elle entre dans la composition du *miel mercurial* (suc de mercuriale et miel, de chaque, parties égales), que l'on administre souvent en lavement, comme laxatif, à la dose de 2 à 4 onces.

Feuilles d'oranger (*citrus aurantium*). Elles sont ovales, glabres, luisantes des deux côtés, entières, pourvues d'une foule de vésicules remplies d'une huile essentielle aromatique ; elles contiennent en outre une matière extractive et du tannin. — Ces feuilles possèdent des propriétés stimulantes, assez prononcées ; elles sont fréquemment employées en infusion dans le traitement de l'hystérie, des toux convulsives, des palpitations nerveuses, etc.

Feuilles de rue (*ruta graveolens*). Ces feuilles sont douées d'une odeur forte et désagréable, d'une saveur âcre et amère. Elles contiennent une huile volatile, très-abondante, d'une odeur moins désagréable que celle de la plante : cette huile est verte lorsqu'elle est extraite des feuilles fraîches, et jaune quand on la retire des feuilles sèches. — La rue est un stimulant très-énergique, qui paraît avoir une action spéciale sur l'utérus. On l'emploie pour combattre certaines aménorrhées, la chlorose, l'hystérie, etc. Elle paraît douée de propriétés anthelminthiques.

Feuilles de sabine (*juniperus sabina*). Elles sont douées d'une odeur térébenthacée et d'une saveur très-âcre et amère ; elles contiennent une grande quantité d'une huile volatile, très-odorante et très-âcre. La sabine jouit de propriétés analogues à celles de la rue, mais plus énergiques encore ; c'est un médicament peu employé de nos jours.

Feuilles de sauge (*salvia officinalis*). La sauge est douée d'une odeur forte et aromatique, d'une saveur chaude, piquante et un peu amère. Elle contient une grande quantité d'une huile essentielle de couleur verte, qui fournit 0, 125 de camphre ; elle contient, en outre, de l'extractif et un peu d'acide gallique. — Cette substance est tonique et stimulante ; on l'administre avec succès vers la fin des catarrhes chroniques, dans les dyspepsies, les diarrhées anciennes, etc.

Feuilles de séné (*cassia senna* de Linnée). On connaît dans le commerce plusieurs espèces de séné ; elles ont été analysées par MM. Lassaigne et Feneulle, qui en ont retiré de la chlorophylle, une huile grasse, une huile volatile peu abondante, de l'albumine, un principe purgatif nommé *cathartine*, un principe colorant jaune, du muqueux, de l'acide malique, du malate et du tartrate de chaux, de l'acétate de potasse et des sels minéraux. — Le séné est un purgatif cathartique que l'on administre fréquemment en l'associant à des purgatifs plus doux, tels que la manne, le tamarin, etc.

Feuilles de tabac (*nicotiana tabacum*). Dans l'état frais, ces feuilles ont une odeur vireuse et une saveur âcre et aromatique ; le suc qui en provient contient, d'après Vauquelin : 1° une grande quantité d'albumine ; 2° une matière végéto-animale, rouge, qui se boursoufle quand on la chauffe, et qui est soluble dans l'eau et dans l'alcool ; 3° un principe âcre, volatil, incolore, très-soluble dans l'alcool, moins soluble dans l'eau, et qui paraît être la substance la plus active du tabac ; 4° de la résine verte ; 5° du ligneux ; 6° de l'acide acétique ; 7° de l'oxyde de fer, de la silice et quelques sels. — MM. Posselt et Reimann ont découvert dans les feuilles sèches un principe alcaloïde qu'ils ont nommé *nicotine*. Enfin le tabac du commerce contient en outre du carbonate d'ammoniaque.

Les usages du tabac comme errhin et comme masticatoire sont trop connus pour qu'il soit nécessaire d'en parler ici. — Administré à l'intérieur, il agit à la manière des narcotico-âcres. C'est un médicament dangereux et infidèle qui

est peu employé de nos jours, si ce n'est pour préparer certains lavements que l'on administre dans les cas d'asphyxie et de hernie étranglée.

§ V. *Fleurs.*

Les fleurs ont été peu étudiées par les chimistes ; aussi ne connait-on l'histoire analytique que d'un petit nombre d'entre elles.

Fleurs d'arnica (*arnica montana*). Ces fleurs desséchées présentent au centre des graines noires, surmontées d'une aigrette grise, et à la circonférence des demi-fleurons d'un jaune doré ; elles sont douées d'une saveur amère, âcre et nauséabonde, et d'une odeur forte et aromatique. MM. Lassaigne et Chevalier, qui en ont fait l'analyse, en ont retiré une résine odorante, une matière amère, nauséabonde, analogue à la *cytisine*, de l'acide gallique, une matière colorante jaune, de l'albumine, de la gomme et des sels à base de potasse et de chaux. — Les fleurs d'arnica sont douées de propriétés stimulantes, très-énergiques ; on les emploie pour combattre les rhumatismes chroniques, les paralysies, l'amaurose, les fièvres qui ont un caractère adynamique et ataxique, etc.

Fleurs de camomille (*anthemis nobilis*). Desséchées, elles sont blanches, douées d'une odeur aromatique très-agréable et d'une saveur amère et chaude. Ces fleurs contiennent une huile essentielle d'une couleur bleue, un principe gommo-résineux, du camphre et un peu de tannin. — La camomille jouit de propriétés stimulantes et toniques ; c'est un remède populaire que l'on emploie avec avantage pour combattre la chlorose, la goutte, les coliques venteuses, les affections spasmodiques.

Fleurs de coquelicot (*papaver rhœas*). Elles sont d'une belle couleur rouge; leur saveur est mucilagineuse et leur odeur est légèrement vireuse ; d'après M. Riffard, elles renferment 12 de matière grasse, jaune ; 40 de matière colorante, rouge ; 20 de gomme, et 28 de fibre végétale. On les administre souvent en infusion comme émollientes et légèrement anodines, dans le traitement des catarrhes pulmonaires et autres maladies inflammatoires.

Fleurs de girofle (*caryophyllus aromaticus*). On ne se sert que des fleurs non épanouies ; on les connaît dans le commerce sous la dénomination de *clous de girofle*. Ces fleurs ont la forme d'un petit clou à tête ronde, d'une couleur brune-claire, d'une saveur âcre et piquante, d'une odeur aromatique, forte et agréable ; elles contiennent, sur 1,000 parties, 180 d'huile volatile, âcre, aromatique, qui communique ses propriétés aux fleurs ; 40 d'une matière extractive, peu soluble, 130 de tannin, 130 de gomme, 60 d'une résine particulière ; 280 de fibre végétale et 180 d'eau (Tromsdorff). M. Lodibert a découvert, dans le girofle des Moluques, une matière résineuse, cristalline, blanche, satinée, inodore et insipide, qu'il a nommée *caryophylline*. — Le girofle est une substance stimulante, dont on se sert fréquemment comme condiment ; son huile essentielle est utilisée pour cautériser les filets nerveux des dents cariées ; mais c'est un mauvais moyen, car il manque souvent son but et peut amener la carie des dents saines.

Fleurs de genêt (*genista tinctoria*). M. Félix Cadet de Gassicourt, qui en a fait l'analyse, en a retiré : 1° une matière grasse, d'un jaune foncé, aromatique, soluble dans l'éther ; 2° une matière colorante jaune-serin; 3° une substance brune qui a l'odeur et la saveur des plantes antiscorbutiques exprimées ; 4° de l'albumine; 5° du mucilage; 6° une matière sucrée; 7° de la cire ; 8° un principe astringent particulier ; 9° une huile essentielle, concrète ; 10° de l'osmazôme végétal ; 11° enfin des traces de chlorophylle.

Fleurs de molène (*verbascum thapsus*). D'après M. Morin, ces fleurs contiennent une huile volatile, jaunâtre, une matière grasse, acide, ayant un peu d'analogie avec l'acide oléique, des acides malique et phosphorique libres, du sucre incristallisable, de la gomme, de la chlorophylle, un principe colorant, jaune, de nature résineuse, et quelques sels.

Fleurs d'oranger (*citrus aurantium*). Elles sont blanches, douées d'une odeur très-suave et d'une saveur amère et aromatique. — Elles contiennent une huile essentielle, appelée *néroli*, une matière amère, jaune, soluble dans l'eau et dans l'alcool, et insoluble dans l'éther, de la gomme, de l'albumine, du soufre, de l'acide acétique libre, et de l'acétate de chaux. — La fleur d'oranger est douée de propriétés anti-spasmodiques, que l'on met à profit dans le traitement d'une foule d'affections nerveuses.

Rose rouge ou de Provins (*rosa gallica*). Les pétales de cette fleur sont d'un rouge foncé, douées d'une odeur agréa-

ble et d'une saveur amère et styptique. D'après M. Cartier, elles contiennent du tannin, de l'acide gallique, une matière colorante, une huile volatile, une substance grasse, de l'albumine, de la silice, de l'oxyde de fer et des sels à base de potasse et de chaux. — La rose de Provins est astringente et tonique.

Fleurs de souci (*calendula officinalis*). M. Geiger a extrait des sommités fleuries du souci officinal : 1° un principe particulier qu'il a nommé *calenduline* ; 2° une résine verte ; 3° un principe amer ; 4° de la gomme ; 5° de l'acide malique ; 6° quelques substances salines. Le souci est un stimulant peu employé.

§ VI. *Stygmates.*

On ne s'est encore occupé que de ceux du *safran* (*crocus sativus*). MM. Vogel et Bouillon-Lagrange sont parvenus à en extraire la matière colorante, qu'ils ont désignée sous le nom de *polychroïte* (*voyez* page 366).

§ VII. *Pollen.*

Plusieurs chimistes, parmi lesquels on peut citer Fourcroy, Vauquelin, M. Bucholz, M. Braconnot, se sont occupés de l'analyse du pollen de différentes fleurs : tous y ont rencontré une matière azotée, particulière, à laquelle on a donné le nom de *pollénine*. D'après M. Raspail, la pollénine est une poudre composée de grains de pollen enveloppés d'un *test*, et contenant du gluten, de la résine et de l'huile. — Outre ce principe, les diverses espèces de pollen contiennent des substances qui varient pour chacune d'elles.

§ VIII. *Semences et fruits.*

Les semences ont une composition variable. On y trouve un peu de fibre végétale, de l'alumine, une matière azotée, de la gomme, du sucre, quelquefois de l'amidon, des huiles fixes ou volatiles, etc. — Les fruits charnus ou pulpeux sont presque toujours acides, et ils doivent ordinairement cette propriété aux acides malique et citrique et quelquefois au tartrate acide de potasse. Ils contiennent généralement du sucre, des matières fermentescibles, du mucilage, des principes colorants, de la fibre végétale ; quelques-uns renferment de la pectine, du tannin, etc.

Amandes amères (*amygdalus communis*). Ces semences sont composées de : enveloppe, 8, 5 ; huile grasse, 28, 0 ; matière caséeuse, 30 ; sucre, 6,5 ; gomme, 3 ; fibre végétale, 5 ; un peu d'huile volatile pesante et d'acide cyanhydrique (Vogel). Les recherches de MM. Robiquet et Charlard ont démontré que les amandes amères contiennent un principe amer que l'on a nommé *amygdaline*, et qui est un des éléments composés de l'huile volatile, qui elle-même ne préexiste pas dans le fruit. — Elles servent à aromatiser les émulsions.

Amandes douces. Elles sont composées, suivant M. Boullay, de : huile fixe, 54 ; albumine, 24 ; sucre incristallisable, 6 ; eau, 3, 50 ; ligneux, 4 ; acide acétique, 0, 5. L'enveloppe contient du tannin. — Lorsqu'on triture les amandes avec de l'eau, elles donnent un mélange blanc que l'on nomme *émulsion* ou *lait d'amandes*, et que l'on emploie comme émollient dans une foule de maladies aiguës.

Anis (*pimpinella anisum*), semences vertes, ovoïdes, recourbées, striées longitudinalement, douées d'une odeur agréable et d'une saveur chaude et sucrée. L'épisperme de l'anis contient une huile volatile blanche qui se solidifie à + 10° ; l'amande de cette graine renferme une huile fixe, inodore. — On emploie l'anis comme carminatif.

Avoine. M. Davy, qui a analysé la farine d'avoine, l'a trouvée composée de : fécule, 59 ; albumine, 4, 30 ; gomme, 2, 50 ; sucre et principe amer, 8, 25 ; huile grasse, 2 ; quelques substances salines. — Suivant M. Journet, l'épisperme de l'avoine contient un principe odorant, analogue à celui de la vanille.

Cacao (*theobroma cacao*). La semence de cacao a généralement la forme et le volume d'une amande ; elle est brunâtre intérieurement, douée d'une saveur douce et agréable. On en extrait une huile concrète que l'on connaît sous le nom de *beurre de cacao*.

Cévadille (*veratrum sabadilla*). Ces graines contiennent, d'après MM. Pelletier et Caventou, une matière grasse, de l'acide cévadique, du gallate acide de vératrine, de la cire, de la matière colorante jaune, de la gomme, du ligneux et quelques sels minéraux.

Coloquinte (*cucumis colocynthis*). Dans le commerce la coloquinte est en masses blanches, spongieuses, légères, au milieu desquelles sont logées les grai-

nes. Vauquelin a retiré des coloquintes une matière résinoïde, plus soluble dans l'alcool que dans l'eau, et qu'il nomme *colocynthine*, une résine insoluble et non amère, une huile grasse, de la gomme, une matière extractive et des sels. — C'est un purgatif drastique qui agit avec énergie, même à petites doses.

Coque du Levant (*anamirta coculus*). Les enveloppes de la coque du Levant contiennent de la cire, une matière grasse, de la chlorophylle, une matière résineuse, de la gomme, de l'amidon, de l'acide hypopicrotoxique, une matière jaune, alcaline, de la ménispermine, de la paraménispermine et des sels minéraux. L'amande renferme de la picrotoxine, de la résine, de la gomme, une matière grasse, odorante, de l'acide malique, du mucus, de l'amidon, du ligneux et des sels minéraux (Pelletier et Couerbe).

Fève tonka (*coumarouna odorata*). D'après MM. Boullay et Boutron, cette semence contient une matière grasse, saponifiable, une matière cristalline de nature grasse (*coumarine* de M. Guibourt), du sucre, de la gomme, de l'amidon, du ligneux et du malate acide de chaux.

Fève de Saint-Ignace (*strychnos ignatia*). Ces graines sont grosses comme des olives, convexes d'un côté, anguleuses du côté opposé, brunâtres en dehors, d'un brun-verdâtre en dedans ; leur tissu est dur, compact et comme corné ; leur saveur est très-amère. La composition de la fève de Saint-Ignace est à peu près semblable à celle de la noix vomique (*voyez* pag. 414) ; la strychnine en forme à peu près les 0, 012.

Froment. M. Proust a retiré de 100 parties de farine de froment : résine jaune, 1 ; extrait gommeux et sucré, 12 ; gluten, 12, 5 ; amidon, 75, 5. — M. Vogel, en soumettant à l'analyse la farine du *triticum hibernum*, cultivé au bord du Danube, entre Ratisbonne et Straubing, en a retiré : fécule, 68 ; gluten non desséché, 24 ; sucre gommeux, 5 ; albumine végétale, 1, 5 ; phosphates terreux et autres sels, quantité indéterminée. — La farine du *triticum spelta*, provenant du même pays, a fourni à M. Vogel : fécule, 74 ; gluten non desséché, 22 ; sucre gommeux, 5, 50 ; albumine végétale, 0, 50 ; quelques substances salines, etc.

Gui. D'après M. Henry père, le fruit du gui contient de la cire, de la glu, de la gomme, une matière visqueuse, insoluble, de la chlorophylle et plusieurs sels.

Légumineuses. M. Einhoff, en faisant l'analyse des pois (*pisum sativum*) et des fèves (*viscia faba*), les a trouvés composés de la manière suivante :

	Pois.	Fève.
Matière volatile. . . .	540	600
Amidon.	1265	1312
Matière végéto-animale.	559	417
Albumine.	66	31
Sucre.	81	0
Mucilage	249	177
Matière amilacée, fibreuse, et enveloppe.	840	996
Extractif soluble dans l'alcool	0	136
Sels.	11	37 5
Perte	229	133 5
	3840	3840

M. Braconnot, qui a aussi examiné les pois, leur a trouvé une composition peu différente de celle qui vient d'être indiquée.

Baies de laurier (*laurus nobilis*). M. Bonastre, qui en a fait l'analyse, en a retiré de l'huile volatile, une matière cristalline, une huile grasse, de couleur verte, un composé d'huile liquide et de cire, de la résine unie à une sous-résine glutineuse, de la fécule, un extrait gommeux, une substance analogue à la bassorine, du sucre incristallisable, un acide, un peu de parenchyme, des traces d'albumine, des sels et de l'humidité.

Semences de lycopode (*lycopodium clavatum*). Elles contiennent 60 parties d'une huile fixe soluble dans l'alcool, 30 de sucre, 15 de mucilage, 895 d'une substance insoluble dans l'eau, dans l'alcool, l'éther, l'essence de térébenthine et les dissolutions alcalines froides.

Maïs (*zea maïs*). D'après MM. Lespés et Mercadieu, 100 parties de farine de maïs contiennent : eau, 12 ; matière gommoso-sucrée, 2, 50 ; matière sucrée un peu azotée, ayant la saveur du cacao, 4, 50 ; albumine, 0, 30 ; son, 3, 25 ; fécule, 75, 35. — L'analyse de M. Bizio ne s'accorde pas avec celle dont on vient de lire les résultats : selon ce chimiste, la farine de maïs est formée de : amidon, 80, 920 ; *zéine*, 5,758 ; extractif, 1,092 ; zumine, 0, 945 ; gomme, 2, 283 ; huile grasse, 0, 323 ; hordéine, 7, 710 ; matière sucrée, 0, 895 ; sels et acide acétique, 0, 074.

Semences de moutarde. On en connaît

deux espèces, savoir : la moutarde blanche (*sinapis alba*) et la moutarde noire (*sinapis nigra*). Les analyses qui ont été faites de ces graines laissent encore à désirer ; cependant on sait qu'elles contiennent : 1° deux espèces d'huiles, l'une fixe et douce, l'autre volatile, très-âcre ; 2° une substance particulière, découverte par MM. Henry et Garot, et désignée sous le nom de *sulfo-sinapisine* ; 3° du phosphore ; 4° une matière albumineuse végétale ; 5° beaucoup de mucilage. — La farine de moutarde est journellement employée à l'extérieur comme rubéfiant.

Baies de nerprun (*rhamnus catharticus*). Les baies de nerprun sont pisiformes, noires quand elles sont bien mûres, luisantes, marquées d'un point brillant au centre ; elles contiennent une pulpe verdâtre ; leur saveur est amère et désagréable et leur odeur est nauséabonde. — Le suc de ces baies contient, d'après M. Vogel, un principe colorant, particulier, de l'acide acétique libre, du mûcilage, une matière azotée et du sucre. — La pulpe des baies de nerprun est un purgatif très-énergique.

Noix de galle. On nomme ainsi une excroissance arrondie, qui est produite par une piqûre faite aux feuilles du *quercus infectoria*, par un insecte hyménoptère du genre *cynips*. La noix de galle n'est donc ni une semence ni un fruit, et je ne la place dans ce paragraphe que par analogie de forme. — Ces productions sont des corps charnus, arrondis, gros comme une cerise, d'un brun-verdâtre, tuberculeux, creux et souvent percés d'un petit trou. Suivant Davy, 500 parties de noix de galle d'Alep contiennent : tannin (acide tannique), 130 ; acide gallique, uni à un peu d'extractif, 31 ; mucilage, 12 ; carbonate de chaux et matières salines, 12 ; enfin beaucoup de ligneux. — M. Berzélius a retiré de l'extrait de noix de galle : des acides tannique et gallique, du tannin altéré (extractif), des tannates et des gallates de potasse et de chaux, et un composé insoluble, formé de tannin et probablement d'acide pectique.

Noix vomique (*strychnos nux vomica*). Ces graines sont aplaties, cylindriques, ombiliquées sur une de leurs faces, d'une consistance cornée ; leur diamètre est de 6 à 8 lignes ; leur saveur est désagréable et très-amère. Ces graines contiennent : 1° de l'igasurate de strychnine ; 2° de la brucine unie à l'acide igasurique ou gallique ; 3° un peu de cire ; 4° une huile concrète ; 5° une matière colorante, jaune ; 6° de la gomme ; 7° de l'amidon ; 8° de la bassorine ; 9° de la fibre végétale (Pelletier et Caventou).

Orge (*hordeum vulgare*). La farine d'orge est formée, d'après Proust, de 32 parties d'amidon, 5 de sucre, 4 de gomme, 3 de gluten, 1 de résine jaune et 55 d'hordéine. — L'orge germée et séchée à l'étuve (*Malt* ou *Drèche*) renferme 12 d'hordéine, 56 d'amidon, 15 de sucre, 15 de gomme et 1 de gluten. L'orge est une substance très-émolliente que l'on administre en décoction dans le cours de la plupart des maladies inflammatoires.

Pignons d'Inde (semences du *jatropha curcas*). Les pignons d'Inde sont d'un brun-noirâtre, uni et terne, arrondis et bombés d'un côté, et pourvus du côté opposé d'un angle très-marqué. Analysées par M. Soubeiran, ces semences ont fourni de l'huile, du gluten, un peu de gomme, une quantité notable de principe sucré, un peu d'acide libre, un peu d'acide gras, une matière âcre, fixe et particulière, et quelques substances salines. — Elles sont douées de propriétés fortement purgatives.

Poivre cubèbe (*piper cubeba*). Il est sous forme de baies noirâtres, ridées, plus grosses que celles du poivre noir, munies de leurs pédicelles ; il contient, d'après Vauquelin, une huile volatile presque concrète, une résine semblable à celle du baume de copahu, une autre résine colorée, un principe extractif et quelques sels. — Le cubèbe paraît doué d'une action spéciale sur les muqueuses et surtout sur celles de l'appareil genito-urinaire ; on l'administre comme succédané du copahu, dans le traitement des inflammations aiguës et chroniques du canal de l'urètre et du vagin.

Poivre noir (*piper nigrum*). D'après M. Pelletier, cette semence contient : 1° de la pipérine ; 2° une huile concrète, très-âcre ; 3° une huile volatile balsamique ; 4° une matière gommeuse colorée ; 5° un principe extractif, analogue à celui des légumineuses ; 6° de l'amidon ; 7° de la bassorine ; 8° du ligneux ; 9° des acides malique et tartrique ; 10° différents sels. — Le poivre est un excitant général que l'on emploie surtout comme condiment.

Riz (*oryza sativa*). M. Braconnot, qui a analysé comparativement le riz de la Caroline et celui du Piémont, a obtenu les résultats suivants :

	Riz de Caroline.	Riz de Piémont.
Eau	5 00	7 00
Amidon	85 07	83 80
Parenchyme	4 80	4 80
Matière végéto-animale	3 60	3 60
Sucre incristallisable.	0 29	0 05
Matière gommeuse, voisine de l'amidon.	0 71	0 10
Huile	0 13	0 25
Phosphate de chaux.	0 40	0 40
Acides acétique, soufre, sels divers.	des traces »	»

Suivant M. Payen, le riz contient environ le double de la plus grande proportion de substance azotée qui a été admise jusqu'ici, et cela explique mieux sa qualité éminemment nutritive. — A la base de la graine dépouillée mécaniquement de son enveloppe ligneuse, on observe un petit embryon, formant les 0,029 du poids total, et qui se compose, pour la plus grande partie, d'un tissu végétal, d'une subtance azotée, insoluble, d'une substance azotée, soluble dans l'eau, et d'une huile grasse; cet embryon manque généralement dans le riz du commerce, qui ne contient que l'endosperme de la graine. — Le même chimiste, ayant fait l'analyse des graines entières et desséchées, en a retiré les substances suivantes : amidon ou fécule dépouillée de son enveloppe, 86, 92 ; tissu végétal, 3, 44 ; substance azotée, insoluble, 6, 89 ; substance azotée, soluble, 0, 60 ; gomme et sucre, 0, 50 ; huile grasse, 0, 75 ; soufre, huile essentielle, acide libre et sels, 0,90. — On extrait facilement la plus grande partie de la substance azotée en traitant l'amande du riz, broyée à l'eau froide, par 50 fois son poids d'eau chauffée à + 90° ; puis y ajoutant une solution du diastase en quantité convenable. Le résidu de cette réaction, qui renferme notamment la substance azotée, insoluble, et le tissu végétal, donne directement des vapeurs ammoniacales, très-alcalines, lorsqu'on le décompose par la chaleur; on en sépare d'ailleurs la matière azotée, par de faibles solutions de potasse. — Le riz que l'on vend dans le commerce contient des proportions d'eau très-variables, suivant l'humidité du lieu, et ordinairement comprises entre 0, 06 et 0, 10 ; il doit sa demi-transparence à l'eau interposée, car il devient opaque par la dessication. — Desséchés le plus possible dans le vide ou l'air sec, les grains de riz plongés dans l'eau à 20 degrés absorbent rapidement ce liquide, se gonflent et se désagrègent; ce phénomène est facile à concevoir, d'après les observations faites sur la fécule dans des circonstances analogues. C'est un moyen facile de diviser le riz alimentaire ; si l'on veut faire acquérir un fort volume aux grains, il suffit de les hydrater à froid, puis de les projeter dans un excès d'eau chauffée à 90 ou 100 degrés.

Seigle (*secale cereale*). Einhoff, qui a fait l'analyse du seigle en grains, a retiré, sur 3840 parties : enveloppe, 920 ; humidité, 390 ; farine, 2530. — 3840 parties de farine contiennent, d'après le même chimiste : albumine, 126 ; gluten non desséché, 364; mucilage, 426 ; amidon, 2345 ; sucre, 126 ; enveloppe, 245 ; perte, 208.

Seigle ergoté. On donne ce nom à une excroissance fungiforme, qui se développe, dans certaines circonstances, entre les valves de la glume de seigle. Cette excroissance est allongée, recourbée en arc, cylindrique, renflée à sa partie moyenne, pourvue d'un sillon longitudinal sur un de ses côtés, dure, violette en dehors, blanchâtre en dedans. — Wiggers, qui a analysé cette substance, l'a trouvée composée, sur cent parties, de : huile grasse, 35,0006 ; matière grasse, particulière, blanche et très-molle, 1,0456 ; cérine, 0,7578 ; matière fongueuse, 46,1862 ; *ergotine*, 1,2466 ; osmazôme végétale, 7,7645 ; sucre du seigle ergoté, 1,5530 ; matière gommeuse, extractive, combinée avec un principe colorant, azoté, rouge, 2,3250; albumine végétale, 1,4600 ; phosphate acide de potasse, 4, 4221 ; phosphate de chaux mêlée avec des traces de fer, 0,2922 ; silice, 0,1394. — M. Wiggers donne le nom d'*ergotine* à une matière pulvérulente, rouge-brunâtre, douée d'une saveur amère, âcre et nauséabonde ; elle est neutre, insoluble dans l'eau et dans l'éther, ainsi que dans l'acide sulfurique concentré, qu'elle colore en brun. — M. de Candolle regarde le seigle ergoté comme une espèce de champignon parasite, qu'il nomme *sclerotium clavus*.

L'usage du seigle ergoté, comme substance alimentaire, est suivi de violentes convulsions, de douleurs aiguës et brûlantes dans les extrémités, et de la gangrène de ces parties. C'est à l'ensemble de ces accidents que l'on a donné le nom d'*ergotisme*. Cette substance, administrée

à petite dose, paraît exercer une action spéciale sur l'utérus, dont elle excite vivement les contractions ; c'est cette propriété que l'on met à profit en donnant l'ergot de seigle dans les accouchements laborieux par inertie de l'utérus, et dans le traitement des hémorrhagies de cet organe.

Graines de staphysaigre (*delphinium staphysagria*). Ces graines contiennent, d'après MM. Lassaigne et Feneulle, du malate acide de delphine, un principe amer, brun, une huile volatile, de la graisse, de la gomme, de l'albumine, une autre matière végéto-animale, un principe mucoso-sucré, un principe amer, jaune, et quelques substances salines.

Tamarin (*tamarindus indica*). On ne se sert que de la pulpe des fruits. Cette pulpe contient, d'après Vauquelin: acide citrique, 9,40 ; tartrate acide de potasse, 3,25 ; acide tartrique, 1,55 ; acide malique, 0,45 ; sucre, 12,50 ; gomme, 4,70 ; gélatine végétale, 6 ; eau et ligneux, 61,95. Cette pulpe est à la fois rafraîchissante et légèrement purgative ; on l'emploie rarement seule.

Grains de tilly (semences du *croton tiglium*). Ces semences sont ovales, oblongues, de 5 à 6 lignes de longueur, recouvertes d'un épiderme jaunâtre. Elles contiennent une huile fixe, jaune-orangée, douée d'une saveur piquante, chaude et très-âcre, et d'une odeur désagréable. Cette huile agit, à très-petites doses, comme un purgatif très-énergique.

§ IX. *Bulbes.*

Les bulbes les plus connus sont l'oignon, l'ail, la scille et le colchique.

Oignon (bulbe de l'*allium cepa*). Fourcroy et Vauquelin, qui en ont fait l'analyse, en ont retiré : 1° une huile grasse, blanche, âcre, volatile et odorante ; 2° du soufre uni à l'huile, qu'il rend fétide ; 3° une grande quantité de sucre incristallisable ; 4° du mucilage analogue à la gomme arabique ; 5° une matière végéto-animale, coagulable par la chaleur, et analogue au gluten ; 6° de l'acide phosphorique, en partie libre, en partie combiné à la chaux ; 7° de l'acide acétique ; 8° du citrate de chaux ; 9° une matière fibreuse très-tendre, retenant de la matière végéto-animale. — Le suc d'oignon a offert à Fourcroy et à Vauquelin des phénomènes dignes de remarque : abandonné à lui-même, à une température de 15 à 20 degrés, dans un tube, il n'a pas éprouvé de fermentation vineuse. Cependant, au bout de quelque temps, il ne restait plus de sucre dans la liqueur ; on y trouvait alors beaucoup d'acide acétique et de *mannite* ; d'où il suit que ces deux corps peuvent se former, dans quelques circonstances, par la réaction des principes du sucre, les uns sur les autres. La manne, qui a pour base la mannite, se forme-t-elle par suite d'une réaction analogue, éprouvée par les principes sucrés qui existent dans la sève des frênes et des mélèzes ?

Ail cultivé (*allium sativum*). Il contient une huile volatile, très-âcre, du soufre, un peu de fécule amilacée, de l'albumine végétale, et une matière sucrée. — C'est un stimulant énergique que l'on n'emploie que fort peu en médecine, à cause de son odeur.

Bulbe du colchique (*colchicum autumnale*). Tel qu'on le trouve dans le commerce, il est ovoïde, gros comme une noix, convexe d'un côté, déprimé de l'autre, gris-jaunâtre, et marqué de sillons uniformes en dehors, d'un tissu compacte, doué d'une odeur forte et désagréable, et d'une saveur âcre et nauséabonde. D'après MM. Pelletier et Caventou, cette substance contient du gallate de vératrine, une matière grasse, de la gomme, de l'amidon, de l'inuline et du ligneux. — Administré à petites doses, le colchique agit comme sédatif, et peut être employé avec avantage pour combattre les douleurs de la goutte et des affections rhumatismales aiguës. — A doses modérées, il agit comme purgatif et comme diurétique. — Enfin, à doses élevées, c'est un irritant qui donne lieu à d'abondantes évacuations alvines, souvent accompagnées de vomissements et de coliques.

Scille (*scilla maritima*). M. Vogel a retiré de la scille, sur 100 parties : tannin, 24 ; gomme, 64 ; ligneux, 30 ; *scillitine*, 35 ; traces de matières sucrées et de citrate de chaux. — La scille est employée en médecine comme diurétique, dans le traitement des hydropisies ; on l'administre aussi, à titre d'expectorant, vers la fin des catarrhes pulmonaires et des toux chroniques.

§ X. *Tubercules.*

Les tubercules les plus connus sont les batates, les dahlias, les pommes de terre, et les topinambourgs.

Dahlias. Les tubercules de dahlias

contiennent, sur 100 parties, 76 d'eau, 10 d'une substance particulière que l'on a désignée sous le nom de *dahline*, et 14 de ligneux, d'une huile fixe, d'albumine, d'une substance aromatique, amère, d'un principe analogue à l'osmazôme, d'acide citrique, d'une matière colorante, de silice, et de différents sels à base de potasse et de chaux (Payen).

BATATES (*convolvulus batatas*). D'après MM. Payen et Henry fils, les batates sont formées d'eau, de fécule, d'acide pectique, de sucre cristallisable, analogue à celui de la canne, de sucre incristallisable, d'albumine, de deux matières grasses, d'acide malique, de quelques traces d'huile essentielle, de substance aromatique et de matière colorante rougeâtre, d'une substance que le contact de l'air colore en bleu, et enfin de plusieurs sels.

POMMES DE TERRE (*solanum tuberosum*). Le travail le plus complet que nous possédions sur la composition chimique des pommes de terre est dû à Vauquelin, qui en a analysé 47 variétés. —Des expériences de ce savant chimiste, il résulte : 1° que les pommes de terre ne contiennent qu'un centième à un centième $\frac{1}{2}$ de parenchyme pur, et deux autres centièmes de matière extractive; 2° que les plus amilacées renferment 28 pour 100 de fécule, et que celles qui le sont le moins en renferment près de la 5e partie de leur poids ; 5° enfin que, sur 500 parties, elles perdent, lorsqu'on les dessèche, savoir : les plus aqueuses, 338; et les moins aqueuses, 335. — D'après le même chimiste, le suc, ou plutôt le lavage des pommes de terre écrasées, contient les substances suivantes : 1° de l'albumine colorée, qui fait environ les $\frac{7}{1000}$ de la pomme de terre ; 2° du citrate de chaux, dans la proportion d'environ $\frac{12}{1000}$; 3° de l'asparagine (asparamide), qui fait environ le millième de la pomme de terre ; 4° une résine aromatique et cristalline, en très-petite quantité ; 5° des phosphates de potasse et de chaux ; 6° du citrate de potasse et de l'acide citrique libre ; 7° une matière azotée, qui fait environ les 4 ou 5 millièmes de la pomme de terre.

TOPINAMBOURGS (*heliantus tuberosus*). M. Braconnot, qui a fait l'analyse des topinambourgs, en a retiré, sur 500 parties: eau, 386 ; matière sucrée incristallisable, 74 ; inuline, 15 ; squelette végétal, 6,10; matière gommeuse, 5,39 ; citrate de potasse, 3,35 ; substance visqueuse produisant la fermentation, 4,95 ; traces de quelques autres matières.

§ XI. *Lichens.*

La plupart des lichens contiennent une quantité notable de matière susceptible de former gelée, et regardée par les uns comme de la gomme, et par les autres comme de la gélatine. Quelques-uns d'entre eux renferment encore une matière colorante et de la résine.

LICHEN D'ISLANDE (*lichen islandicus*). D'après M. Berzélius, le lichen est formé de : sirop mêlé d'un peu d'extractif et de sel végétal, 1,5 ; principe amer, 0,1 ; extractif soluble dans l'eau, mêlé de sels à base de chaux, 0,58 ; extractif soluble dans le carbonate de potasse, 2,82; substance coagulable, analogue à la gélatine, 20,23 ; gomme formée par l'ébullition, 0,49; squelette insoluble, 14,00. — Il paraît que les Islandais font leur principale nourriture de ce lichen. En effet, la farine qu'il fournit, débarrassée de son principe amer, est aussi nourrissante que la moitié de son poids de farine de froment. — M. Westring est parvenu, au moyen des alcalis, à séparer l'amer de ce lichen. Suivant M. Berzélius, on peut arriver à ce résultat en versant, sur 500 grammes de lichen divisé, 8 kilog. d'eau et 4 kilog. d'une lessive contenant environ 32 grammes de carbonate de potasse; abandonnant ce mélange à lui-même pendant 24 heures, en ayant soin de le remuer de temps en temps ; décantant ensuite la liqueur, puis exprimant le lichen entre les mains, le rinçant deux ou trois fois, et le mettant en contact avec de l'eau pendant 24 heures.

§ XII. *Champignons.*

M. Bouillon-Lagrange est le premier qui ait fait des recherches sur la composition chimique des champignons. M. Braconnot, puis Vauquelin, ont continué ces recherches, et ont entrepris d'analyser les principales espèces. —Vauquelin a reconnu que le champignon comestible des couches (*agaricus campestris*) était formé d'eau, de partie fibreuse, d'albumine, de sucre, d'huile ou de graisse, d'adipocire, d'osmazôme, de substance animale insoluble dans l'alcool, et d'acétate de potasse. — Le *boletus juglandis* est formé, d'après M. Braconnot, d'eau, de fungine coriace, de ma-

tière animalisée insoluble dans l'alcool, d'osmazôme, d'albumine, de fungate de potasse, d'adipocire, d'une matière huileuse, de sucre de champignons, et de phosphate de potasse. — D'après le même chimiste, les principes qui entrent dans la composition du *peziza nigra* sont l'eau, la bassorine, la gomme, l'acide fungique en grande partie libre, le sucre de champignons, une matière animalisée, soluble dans l'alcool, une matière grasse qui prend une couleur pourpre par la potasse.

CHAPITRE XII.

De la fermentation.

M. Thénard définit la fermentation : un mouvement spontané qui s'excite dans les corps, et qui donne naissance à des produits qui n'y existaient point. — La plupart des chimistes admettent trois sortes de fermentation, savoir : la fermentation spiritueuse, la fermentation acide, et la fermentation putride.—Quelques chimistes admettent encore une fermentation sucrée et une fermentation gommeuse. On sait en effet que, si l'on fait germer certaines graines qui ne contiennent qu'une quantité très-faible de sucre et de gomme, la diastase, qui se produit pendant la germination, réagit sur les éléments des graines, et détermine la formation d'une grande quantité de sucre et de gomme. Voilà à peu près tout ce qu'on sait sur cette transformation, dont les phénomènes intimes n'ont pas encore été bien étudiés.

§ I. *Fermentation spiritueuse, alcoolique, ou vineuse.*

La fermentation spiritueuse se produit par le concours de l'eau, du sucre, du ferment et d'une certaine température; les principaux produits qui sont formés sont de l'alcool et de l'acide carbonique. On peut apprécier ces résultats en dissolvant du sucre dans 4 à 5 fois son poids d'eau, ajoutant à la solution une petite quantité de ferment frais (levure de bière), introduisant ce liquide dans un flacon, muni d'un tube recourbé propre à recueillir les gaz sous le mercure, et exposant l'appareil à une température de + 15° à + 30°. La fermentation ne tarde pas à s'établir : on voit la liqueur se troubler, s'échauffer peu à peu, et laisser dégager une infinité de petites bulles qui s'élèvent en entraînant des molécules de ferment, et produisant une écume plus ou moins épaisse; ces bulles se rendent successivement sous la cloche qui termine l'appareil, et les molécules de ferment qu'elles avaient soulevées retombent au fond du liquide pour être bientôt entraînées de nouveau, et ainsi de suite. Ce mouvement alternatif d'ascension et d'abaissement est très-fort pendant les 12 premières heures, mais il se ralentit ensuite, et cesse tout-à-fait au bout de plusieurs jours; alors la liqueur, qui était d'abord rendue louche par le ferment, s'éclaircit par suite de la précipitation de la matière qui en troublait la transparence. Cette matière est formée par le ferment décomposé, et privé de l'azote qu'il contenait; sa quantité égale à peu près la moitié du ferment qui avait été mis dans la liqueur. Si on examine alors cette liqueur, on reconnaît qu'elle ne contient plus un atome de sucre, mais qu'elle renferme de l'alcool très-aqueux, et une petite quantité de matière soluble. Quant au gaz qui s'est rendu sous la cloche, au moyen du tube recourbé, il n'est composé que d'acide carbonique.

Théorie. Si l'on mesure avec exactitude la quantité d'alcool et d'acide carbonique qui se sont formés dans cette opération, on arrivera à cette conséquence que leur somme représente sensiblement la quantité de sucre qui a été mise en expérience: en effet, cent parties de sucre de canne, soumises à la fermentation, fournissent 51,455 d'alcool pur, et 48,545 d'acide carbonique. En établissant en volumes la quantité des éléments qui entrent dans la composition du sucre et de l'alcool, on se rend compte assez facilement des phénomènes chimiques qui ont présidé à cette transformation. En effet, le sucre est composé de : 3 volumes de vapeur de carbone, 3 volumes d'hydrogène, et 1 volume $\frac{1}{2}$ d'oxygène. — L'alcool, de son côté, peut être considéré comme formé de 2 volumes de vapeur de carbone, 3 volumes d'hydrogène, et un demi-volume d'oxygène : donc, l'alcool contient un volume de vapeur de carbone et un volume d'oxygène de moins que le sucre; ces deux volumes, en s'unissant, donnent naissance à de l'acide carbonique : donc, enfin, le sucre passe à l'état d'alcool, en perdant une certaine quantité d'oxygène et de carbone (Gay-Lussac).

M. Liébig explique autrement la trans-

formation du sucre en alcool. Rappelons d'abord ce que nous avons déjà dit, page 337, savoir : que ce chimiste considère le sucre de canne comme formé de 4 atomes d'acide carbonique, 2. at. d'éther sulfurique, et 1 at. d'eau. — Ceci posé, M. Liébig admet que, dans l'acte de la fermentation, 1 atome d'eau vient, sous l'influence du ferment, s'unir aux deux atomes d'éther qui entrent dans la composition du sucre, et les transforme en alcool ; en même temps, l'acide carbonique qui était uni aux deux atomes d'éther se dégage.

M. Thénard a établi que 100 parties de sucre n'exigent, pour leur transformation complète en alcool, qu'une partie $\frac{1}{2}$ de ferment, supposé sec. « Pour le prouver, dit-il, il suffit de prendre deux quantités égales de levure fraîche ou en pâte, de faire dessécher l'une et de la peser, de mêler l'autre avec un excès de sucre et de l'eau, de filtrer la liqueur lorsqu'elle ne donne plus de signe de fermentation, et de la faire évaporer à siccité : par ce moyen, l'on obtiendra pour résidu l'excès de sucre, et par conséquent l'on connaîtra ce qu'il y en aura eu de décomposé ; l'on connaîtra en même temps la quantité de matière étrangère contenue dans la levure ; elle restera sur le filtre à travers lequel on passera la liqueur : on pourra donc en tenir compte. Or, puisque 100 parties de sucre n'exigent qu'une partie et demie de ferment pour se décomposer, qu'il résulte de cette décomposition presque 100 parties, tant en acide carbonique qu'en esprit-de-vin, il est évident que le ferment n'agit pour ainsi dire qu'en déterminant une réaction entre les principes constituants du sucre. »

Dans ces théories, on néglige les produits fournis par le ferment, et on ne se rend pas compte de ce que devient la portion de ferment qui a disparu, et l'azote de la partie qui s'est transformée en matière blanche non azotée.— Quelques chimistes pensent que la portion de ferment qui manque a été décomposée, et a donné naissance à une petite quantité d'acétate d'ammoniaque aux dépens de ses propres éléments.

M. Colin a consigné, dans deux Mémoires, différentes observations pleines d'intérêt sur les matières fermentescibles ; en voici les principales.

La levure de bière n'est pas la seule matière qui puisse produire la fermentation ; toutes les matières azotées possèdent cette propriété à un plus ou moins haut degré : telles sont du moins le gluten, l'albumine, la matière caséeuse, la colle de poisson, la viande de bœuf, l'urine. Mais, tandis que la levure de bière, à la température de 18 à 20°, fait naître la fermentation en quelques minutes, ces matières ne la développent que dans l'espace de plusieurs jours et qu'à une température de 25 à 30°, quelquefois même plus. Par exemple, elle n'est sensible avec le blanc d'œuf que dans l'espace de trois semaines au moins, et encore faut-il que la température soit portée jusqu'à 35°. A dater de cette époque, elle continue, mais faible, et, par conséquent, sa durée est longue. — Le dépôt qui se forme pendant la transformation du sucre en alcool et en acide carbonique, par l'intermède des matières animales, est un ferment plus actif que ne le sont ces matières : celui qui provient du blanc d'œuf a même l'activité et l'aspect de la levure de bière. — Il paraît que les matières animales putréfiées sont plus propres à produire la fermentation que les matières animales fraîches.—Les matières non azotées n'agissent jamais comme ferment.—Le jus de raisin, etc., ne fermente point sans le contact de l'air et de l'oxygène : quelques bulles suffisent, lorsque l'expérience est faite dans une éprouvette ordinaire sur le mercure. Un courant voltaïque produit le même effet. — Certaines préparations de levure, mêlées à du sucre et de l'eau, ne fermentent pas ; mais, soumises à l'action de la pile, elles entrent peu à peu en fermentation. — La levure de bière, tenue pendant quelque temps dans l'eau bouillante, perd la propriété fermentescible, du moins pour quelques jours. Le contact de l'air ou l'action de la pile la lui rend. —Un kilogramme de levure donne 45 grammes d'un extrait, de consistance mielleuse, qui, dans l'espace de trois jours, produit une fermentation rapide. La partie de la levure qui ne se dissout pas agit beaucoup moins sur le sucre. — De ces observations, M. Colin tire la conséquence qu'il existe probablement plusieurs espèces de ferments, et que l'électricité joue un grand rôle dans l'acte de la fermentation.

Etudions maintenant les phénomènes de la fermentation qui se produit naturellement dans certains sucs qui sont employés à la préparation des boissons.

Fermentation du suc de raisin. Le suc de raisin est formé de beaucoup d'eau,

d'une assez grande proportion de sucre, d'une matière végéto-animale très-soluble dans l'eau, qui paraît faire fonction de ferment, lorsque le suc de raisin se trouve dans des conditions propres à la fermentation, d'une petite quantité de mucilage, de tannin, de tartrate acide de potasse, de tartrate de chaux, de sulfate de potasse et de chlorure de sodium. — Lorsque le suc de raisin a le contact de l'air ou de l'oxygène, et qu'il est exposé à une température de 15 à 25°, il entre en fermentation, en produisant tous les phénomènes qui ont été décrits précédemment, et se transforme en une liqueur qui est connue sous le nom de *vin*. Il résulte, des expériences de M. Gay-Lussac, que le suc de raisin, privé d'air, ne peut point fermenter, et qu'il acquiert sur-le-champ cette propriété par son contact avec ce fluide. On peut en faire l'expérience en introduisant des raisins bien mûrs sous une éprouvette pleine de mercure et bien privée d'air, puis écrasant ces raisins avec une tige, préalablement dépouillée d'air en la frottant dans un bain mercuriel ; on voit que le moût n'entre pas en fermentation, quelle que soit la température à laquelle on l'expose. Mais, si l'on fait passer quelques bulles d'oxygène dans la cloche, et que la température soit à 20 ou 25°, la fermentation s'établit rapidement, et, dans le court espace de quelques minutes, la cloche se remplit de gaz acide carbonique. Il est probable que, dans cette réaction, l'oxygène s'unit à la matière végéto-animale soluble qui entre dans la composition du suc de raisin, et la transforme en ferment : ce qui rend cette opinion vraisemblable, c'est qu'il se dépose du ferment pendant la fermentation du moût de raisin, et que si l'on mêle ce moût à de l'acide sulfureux, il ne fermente plus.

D'après M. Liébig, 100 parties de sucre de raisin donnent, en fermentant, 44,84 d'acide carbonique et 47,12 d'alcool : elles abandonnent 9,04 d'eau.

Du vin. Les vins sont blancs ou rouges : leur composition est la même ; ils ne diffèrent que par la matière colorante, qui manque dans les premiers. Les vins blancs s'obtiennent par la fermentation des raisins blancs, ou du jus des raisins noirs séparé du marc. Les vins rouges se préparent en faisant fermenter le jus des raisins noirs sur la pellicule de ceux-ci.

Préparation du vin. Après avoir foulé les raisins, on les verse dans de grandes cuves en bois ou en pierre, et on les y abandonne à la température ordinaire. La matière ne tarde pas à entrer en fermentation et à s'échauffer. Il se dégage alors une si grande quantité de gaz acide carbonique, qu'il en résulte une sorte d'ébullition, et que toutes les parties solides se trouvent soulevées et ramassées en une masse hémisphérique, que l'on désigne sous le nom de *chapeau* ; en même temps la liqueur se colore fortement en rouge, perd sa saveur sucrée, en prend une vineuse, et se recouvre dans certains points d'une écume formée de ferment et de matière blanche. Vers le sixième ou le septième jour environ, on foule la matière, soit avec un fouloir, soit en y faisant descendre un homme nu, afin d'opérer un mélange intime de toute la masse, et de ranimer la fermentation qui commence à se ralentir. Plus tard (du dixième au treizième jour), le liquide est devenu parfaitement clair, a pris une saveur vineuse, et l'ébullition, produite par le dégagement de l'acide carbonique, a entièrement disparu ; alors on tire le vin, et on l'introduit dans des tonneaux, où il continue, pendant plusieurs mois, à éprouver une légère fermentation, qui donne naissance à une écume assez épaisse. Cette écume se rassemble d'abord à la partie supérieure du liquide, près de la bonde, en entraînant avec elle une certaine quantité de matière colorante, et du bi-tartrate de potasse qui, peu soluble dans l'eau, tend à se séparer du vin à mesure que la matière sucrée diminue et est remplacée par de l'alcool. C'est au mélange de ces différentes matières que l'on donne le nom de *lie*. M. Braconnot, qui a fait l'analyse de la lie, a trouvé qu'elle était formée, sur 100 parties, de 20,70 de matière végéto-animale, ayant de l'analogie avec l'albumine et le caséum, 1,60 de chlorophylle, ou d'une matière grasse, molle, de couleur verte ; 0,50 de matière grasse, blanche, ayant la consistance de la cire ; 6 de phosphate de chaux ; 60,75 de bi-tartrate de potasse ; 5,25 de tartrate de chaux ; 0,40 de tartrate de magnésie ; 2,80 de sulfate et de phosphate de potasse ; 2 de silice, mêlée de grains de sable : plus une petite proportion de matière gommeuse, de la matière colorante rouge de raisin et d'acide tannique.

Les *vins mousseux* se préparent en mettant les vins blancs en bouteille,

quelque temps avant que la fermentation soit achevée; alors il se forme dans la bouteille une certaine quantité d'acide carbonique qui, ne pouvant se dégager, à cause de l'obstacle que lui oppose le bouchon, reste en dissolution dans le vin, et se répand dans l'atmosphère, en entraînant le liquide avec lui, lorsqu'on vient à déboucher les bouteilles. Comme le vin n'est pas assez sucré pour rendre le vin aussi mousseux que le désirent les consommateurs, on y ajoute ordinairement un peu de sucre candi, dont la fermentation produit une nouvelle quantité d'acide carbonique, qui vient s'ajouter à celle qui est le résultat naturel de la fermentation du sucre de raisin. Les fabricants de vin mousseux ont le soin de tenir les bouteilles renversées, et de les déboucher de temps à autre, pendant les premiers mois, afin d'en extraire la lie qui se développe et se rassemble dans le goulot. À part les difficultés d'une longue manipulation, tout l'art de la fabrication des vins mousseux consiste à ajouter le sucre à une époque convenable, et en telle quantité que le vin soit suffisamment sucré et mousseux.

Propriétés et composition. Tous les vins rouges sont formés d'eau, d'alcool, d'acide acétique, de mucilage, de tannin, d'une matière bleue qui devient rouge en s'unissant aux acides, d'une matière colorante jaune, de tartrate acide de potasse, de tartrate de chaux et quelquefois d'autres substances salines. Suivant quelques chimistes, ils renferment une huile qui forme le *bouquet* du vin : mais cette huile n'a jamais été isolée. C'est l'alcool qui donne au vin sa force et ses propriétés enivrantes : plus il est abondant, par rapport à l'eau, et plus le vin est généreux ; sa quantité est en rapport avec la proportion de matière sucrée que contenait le suc de raisin. Dans les pays chauds, où les raisins sont très-sucrés, les vins sont très-généreux, très-riches en esprit, et ne contiennent presque pas d'acide. Dans les pays froids, les vins sont très-aigres et peu spiritueux; mais il est possible de les améliorer en ajoutant, au moût en fermentation, une matière sucrée fermentescible, susceptible d'augmenter la quantité d'alcool, et de la craie destinée à s'emparer de l'acide acétique libre. — Bien que la bonté des vins soit généralement en rapport avec la quantité d'esprit qu'ils contiennent, cette règle souffre des exceptions; et tel vin, moins généreux que tel autre, lui est cependant préféré avec juste raison à cause de son *bouquet*.

Le meilleur moyen de reconnaître la proportion d'alcool contenue dans un vin consiste à en distiller une portion, à noter le volume d'alcool faible obtenu, et à déterminer son degré, à l'aide de l'aréomètre, afin de calculer la quantité d'alcool absolu qu'il représente. M. Descroizilles a imaginé un petit alambic en étain, qui est fort commode pour ce genre d'essais ; et M. Gay-Lussac a ajouté à l'appareil de M. Descroizilles un alcoomètre centésimal, qui a rendu l'opération plus exacte. — L'appareil dont il est question se compose, 1° d'un cylindre creux en tôle, ouvert latéralement, et faisant l'office d'un fourneau ; 2° d'une lampe à alcool, que l'on place dans le fourneau par l'ouverture latérale; 3° d'une petite cucurbite en fer-blanc, surmontée d'un chapiteau conique ouvert à sa partie supérieure ; 4° d'un réfrigérant particulier, qui s'ajuste à l'ouverture de la cucurbite par un tuyau latéral ; 5° d'une éprouvette divisée en centimètres cubes, et disposée de manière à recevoir le produit distillé. On introduit le vin dans la cucurbite, on monte l'appareil, et on chauffe le liquide avec la lampe à alcool. Bientôt l'ébullition a lieu, et la distillation s'opère en moins de 15 à 20 minutes. Lorsque le produit de la distillation est égal au tiers du vin employé, on arrête l'opération.

Supposant que l'on ait opéré sur 150 centimètres cubes de vin, et qu'on ait retiré par la distillation 50 centimètres cubes d'eau-de-vie, marquant $\frac{36}{100}$ à l'alcoomètre, on en conclura que les 50 cent. contiennent $\frac{18}{100}$ d'alcool absolu, qui ont été retirés de 150 parties de vin, ou que celui-ci renfermait $\frac{12}{100}$ d'alcool.

La quantité d'alcool des vins varie pour les différents pays. Le tableau suivant, extrait de celui qui a été donné par M. Brande, fait connaître la quantité moyenne d'alcool, à 0,825 de densité, contenu dans 100 parties des principales boissons spiritueuses.

	Proportion d'alcool sur 100 parties en volume.
Vin de Lissa.	25,41
Madère.	22,27
Xérès.	19,17
Ténériffe.	19,79
Lacrima-Christi.	19,70
Lisbonne	18,94
Malaga de 1666.	18,94
Muscat du Cap.	18,25

Hermitage blanc.	17,43
Roussillon.	18,13
Claret ou vin de Bordeaux.	15,10
Lunel.	15,52
Chiras.	15,52
Syracuse.	15,28
Sauterne.	14,22
Bourgogne.	14,57
Vin du Rhin.	12,08
Nice.	14,63
Champagne.	13,80
— Id. mousseux.	12,61
Hermitage rouge.	12,32
Grave.	13,27
Frontignan.	12,79
Côte-Rotie.	12,32
Tokay.	9,88
Cidre, le plus spiritueux.	9,87
— Id. le moins spiritueux.	5,21
Poiré.	7,26
Aile de Burton.	8,88
— Id. d'Edimbourg.	6,20
Porter de Londres.	4,20
Petite-bière.	1,28

Autrefois, les marchands corrigeaient l'acidité des vins en y ajoutant de la litharge (protoxyde de plomb) qui, en s'unissant à l'acide acétique, donnait naissance à de l'acétate de plomb, dont la saveur est sucrée, mais dont l'action sur l'économie est loin d'être sans danger. Aujourd'hui cette dangereuse fraude est peu employée, parce que les lois la punissent avec sévérité : il est d'ailleurs facile de la reconnaître, car il suffit, pour cela, de traiter le vin suspect par de l'acide sulfhydrique, qui y fait naître un précipité noir, lorsqu'il contient des préparations de plomb. En évaporant jusqu'à siccité le vin fraudé, et calcinant le résidu dans un creuset, on en retire du plomb métallique. — Les sulfures peuvent induire en erreur, si on se borne à un examen superficiel, En effet, plusieurs espèces de vin rouge, ne contenant point de plomb, noircissent sur-le-champ par l'addition d'un sulfure : le changement de couleur est donc insignifiant pour prononcer ; il faut nécessairement obtenir un précipité noir de sulfure de plomb, dont on puisse extraire le métal (Orfila).

Fermentation du suc de pommes et préparation DU CIDRE. Le suc de pommes paraît être composé de beaucoup d'eau, d'une petite quantité de sucre analogue à celui du raisin, d'une petite quantité de matière propre à provoquer la fermentation, de beaucoup de mucilage, d'acide malique et d'acide acétique. C'est en faisant fermenter ce suc que l'on prépare la boisson désignée sous le nom de *cidre* : le *poiré* provient du jus des poires.

Le meilleur cidre est formé de pommes qui sont aigres et âpres. En Normandie et en Picardie, on les cueille depuis le mois de septembre jusqu'au mois de novembre ; on les laisse en tas pendant quelque temps pour en achever la maturité, et les rendre plus sucrées ; ensuite on les écrase entre deux cylindres cannelés, ou dans une auge circulaire, dans laquelle se meuvent deux meules verticales, et on les réduit ainsi en une sorte de bouillie, que l'on soumet à une grande pression, après y avoir quelquefois ajouté une certaine quantité d'eau. Le jus est reçu dans de grandes cuves et versé ensuite dans des tonneaux, où il fermente avec beaucoup de lenteur. Ce n'est guère que vers la fin de février que la fermentation est bien développée, et que le cidre perd sa saveur sucrée pour en acquérir une piquante et spiritueuse. — En coupant le marc de pommes déjà exprimé, l'imprégnant d'eau et le soumettant de nouveau à la presse, on en retire un cidre de qualité inférieure.

DE LA BIÈRE. La bière est une liqueur qui se prépare avec l'orge. Comme la proportion de matière sucrée qui est contenue dans cette graine céréale est très-petite, on la fait d'abord germer pour en développer une plus grande quantité. Pour cela, on fait d'abord tremper l'orge dans l'eau pendant 24 ou 48 heures, puis on l'étend sur un plancher, où on en forme une couche de 8 à 10 pouces de hauteur, que l'on retourne au bout de 24 heures avec une pelle, et que l'on continue ensuite à retourner deux fois par jour, jusqu'à ce que la germination soit suffisamment avancée. On arrête la germination de l'orge 24 heures après sa manifestation, en l'exposant à une chaleur de + 66° dans un four désigné sous le nom de *touraille*, où les germes se dessèchent. L'orge, ainsi germée, séchée et touraillée, est désignée sous le nom de *drèche* ou de *malt*. — Après l'avoir moulue grossièrement, on la brasse dans de l'eau échauffée à + 60°, qui dissout le sucre et la gomme produite par la réaction de la diastase sur l'amidone, une matière analogue au ferment, de l'albumine, du mucus, et suivant M. Thomson, un peu de gluten, de fécule et d'acide tannique. Ce *décoctum* est introduit dans une grande chau-

dière en cuivre, dans laquelle on ajoute du houblon dans la proportion de deux ou trois millièmes de la quantité de farine d'orge employée. Lorsque le décoctum d'orge est suffisamment chargé du principe amer du houblon, on le fait rendre dans une cuve très-large et peu profonde, où, mise en contact avec une petite quantité de levure, elle ne tarde pas à entrer en fermentation, et à produire beaucoup d'écume. Lorsque le mouvement est apaisé, on introduit la bière dans des petits tonneaux rangés les uns à côté des autres, où elle éprouve encore une fermentation pendant laquelle il se sépare, par la bonde, une écume formée en grande partie de levure de bière.

Pendant la germination de l'orge, il se développe de la diastase qui, au moment du contact de l'eau chaude avec l'orge germée et moulue, transforme l'amidone en dextrine et en sucre; la levure de bière, que l'on ajoute au décoctum d'orge germée, détermine la fermentation du sucre, et sa transformation en acide carbonique qui se dégage, et en alcool qui reste dans la liqueur. On rend la bière plus spiritueuse, en ajoutant du sucre de fécule à la liqueur, avant de la faire fermenter.

§ II. *Fermentation acide.*

Lorsqu'une matière vineuse est exposée à l'air, à une température de + 10° à + 30°, elle ne tarde pas à se troubler et à se décomposer; au bout de quelque temps cette liqueur recouvre sa transparence; mais alors elle est devenue aigre; l'alcool qu'elle contenait a entièrement disparu, et se trouve remplacé par de l'acide acétique : c'est à cette transformation que l'on donne le nom de *fermentation acide.* Cette fermentation est quelquefois indépendante de l'action de l'air; les observations suivantes le démontrent évidemment. 1° Si l'on remplit un flacon de verre avec une solution de sucre dans de l'eau distillée à laquelle on ajoute un peu de gluten, et que l'on abandonne ce flacon à lui-même, après l'avoir bien bouché, la fermentation spiritueuse ne tarde pas à se développer et à être suivie de la fermentation acide. — 2° En délayant 15 grammes de levure et une petite quantité d'empois dans un litre d'eau-de-vie à 12 degrés, il se produit, vers le cinquième jour, du vinaigre très-fort, bien que le mélange ait été entièrement soustrait au contact de l'air. — 3° La bière et le cidre s'acidifient au bout de deux ou trois mois de séjour dans les bouteilles bien pleines qui les renferment, lors même que ces bouteilles ont été soigneusement préservées du contact de l'air.

Il est bien démontré 1° que les liqueurs vineuses, les plus riches en alcool, sont celles qui donnent le vinaigre le plus fort; 2° que l'alcool pur ou affaibli par l'eau n'éprouve jamais de lui-même la fermentation acide; 3° que l'alcool, convenablement affaibli, se transforme facilement en acide acétique, lorsqu'on l'a mêlé avec de la levure de bière; 4° que les vins vieux, dont toute la matière végéto-animale s'est précipitée avec le temps, n'éprouvent que difficilement la fermentation acide, et qu'au contraire les vins ordinaires, contenant de la matière végéto-animale, passent facilement à l'état de vinaigre lorsqu'on les expose à l'air. De ces différents faits, on peut conclure que la présence du ferment ou des matières végéto-animales susceptibles d'en tenir lieu jouent un rôle important, mais encore peu connu, dans la transformation du vin en vinaigre. Selon M. Th. de Saussure, il y a alors absorption d'oxygène et formation d'un volume de gaz acide carbonique égal à celui de l'oxygène absorbé.

M. Bouchardat, qui a fait de nombreuses recherches sur les phénomènes de la fermentation, a reconnu : 1° que l'acide acétique ne jouit pas de la propriété d'opérer l'acétification de l'alcool, et que, si la *mère du vinaigre* possède cette propriété, elle la doit à quelque autre circonstance qu'à la présence de l'acide acétique; — 2° que les copeaux de hêtre, seuls, ou mêlés d'acide acétique, ne déterminent pas la transformation de l'alcool en acide acétique; — 3° que la levure de bière, ni l'albumine animale ne convertissent pas davantage l'alcool en acide acétique; qu'il en est de même de tout autre agent organique employé isolément (remarquons que ce fait ne s'accorde pas du tout avec ceux qui sont cités précédemment); — 4° que deux de ces agents organiques, réunis, ne transforment pas non plus l'alcool en acide acétique, s'ils ne sont pas de nature, par suite de la réaction qu'ils exercent l'un sur l'autre, à produire eux-mêmes de l'acide acétique; — 5° que l'alcool n'est pas étranger à l'acétification du vin, car il disparaît, quoi qu'on en ait dit, pendant que la fermentation a lieu;

tout semble faire admettre que les substances organiques, contenues dans le vin, et susceptibles de produire de l'acide acétique, donnent lieu à une action chimique, et à un ébranlement de molécules qui détermine l'acétification de l'alcool; — 6° que l'on augmente considérablement l'acidité du vinaigre, lorsque, les autres circonstances étant favorables d'ailleurs, on ajoute au vin une certaine proportion d'alcool; — 7° que rien ne prouve que, pendant l'acétification, l'oxygène de l'air se porte sur les éléments de l'alcool, plutôt que sur quelque autre corps moins stable, ou plus avide d'oxygène; en admettant cette dernière hypothèse, ne se pourrait-il pas, par exemple, que l'oxygène, en se combinant avec le carbone de quelques substances autres que l'alcool, donnât naissance à du gaz oxyde de carbone, dont en effet le double des éléments, réunis à ceux de l'alcool, forme exactement l'acide acétique? — 8° enfin que la théorie de l'acétification n'est pas complètement résolue.

Préparation du vinaigre. Voici, d'après Prozet et Parmentier, le procédé que l'on suit à Orléans: « Les tonneaux que l'on emploie contiennent à peu près 400 litres; ceux qui ont déjà servi à la fabrication du vinaigre sont préférés: on les appelle *mères du vinaigre*. Tous présentent à la partie supérieure une ouverture de 54 millimètres de diamètre qu'on ne bouche jamais; on les place ordinairement sur trois rangs, les uns sur les autres, dans un atelier où on ne fait point de feu dans l'été, mais où, dans l'hiver, on en fait de manière à porter la température à 18 ou 20 degrés. On verse d'abord dans chaque *mère* 100 litres de bon vinaigre bouillant; huit jours après, on y verse 10 litres de vin soutiré à clair; huit autres jours après, on y verse encore dix litres, et ainsi de suite, jusqu'à ce que les tonneaux soient pleins à peu près aux deux tiers. A dater de cette époque, le vinaigre se fait en quinze jours; toutefois, au bout de ce temps, on en retire la moitié de chaque mère, et dans chacune d'elles on ajoute de nouveau 10 litres de vin tous les huit jours, comme nous l'avons dit d'abord. Cependant il arrive quelquefois que la quantité de vin ajoutée est plus ou moins grande, et que les intervalles diffèrent de ceux que nous venons d'indiquer. Tout cela dépend de la marche de la fermentation. Pour la connaître, les vinaigriers plongent une douve dans les tonneaux; ils la jugent très-active, lorsque cette douve se charge de beaucoup d'écume ou de fleur de vinaigre: c'est alors qu'ils mêlent à celui-ci une plus grande quantité de vin. »

Le vinaigre que l'on fabrique par ce procédé est rouge ou blanc, suivant la couleur du vin employé. Le vinaigre rouge peut être décoloré, soit en y versant une petite quantité de lait bouillant, soit en le faisant passer à plusieurs reprises sur du charbon animal.

Toutes les liqueurs fermentées, telles que la bière et le cidre, peuvent aussi fournir du vinaigre, mais d'une qualité inférieure.

§ III. *Fermentation putride des végétaux.*

Lorsque les végétaux sont privés de la vie, les éléments qui les composent, soumis alors d'une manière complète à l'empire des lois physiques et chimiques, ne tardent pas à réagir les uns sur les autres, à laisser dégager des matières d'une odeur désagréable, et souvent dangereuse à respirer, à perdre leur forme, etc. C'est à l'ensemble de ces phénomènes de décomposition que l'on donne le nom de *fermentation putride* ou *putréfaction*. Les plantes dont le tissu est lâche se décomposent plus promptement que celles dont le tissu est serré; mais la décomposition des substances animales est encore bien plus rapide. — Les circonstances qui favorisent le développement de la fermentation putride, sont: 1° la présence d'une certaine quantité d'humidité; 2° une température de 10 à 15°; 3° le contact de l'air. — L'eau agit en ramollissant les fibres, en détruisant leur cohésion, et en dissolvant quelques produits de la décomposition; on sait en effet que les matières organiques desséchées ne sont plus susceptibles d'éprouver la putréfaction. La *chaleur* diminue l'attraction des molécules qui composent la matière organisée, et les met dans le cas de se dissocier pour se combiner dans un autre ordre. Il ne faut pas qu'elle soit trop élevée, car elle vaporiserait l'eau et dessécherait le végétal; il ne faut pas non plus qu'elle soit trop basse, parce que l'eau serait congelée, et la putréfaction s'arrêterait. — L'*air*, en état de stagnation, cède une portion de son oxygène au carbone et à l'hydrogène des substances végétales, et facilite la

décomposition de ces dernières ; s'il est souvent renouvelé, il les dessèche et arrête la putréfaction.

Lorsque toutes les circonstances favorables à la fermentation putride sont réunies, les substances végétales laissent peu à peu dégager de l'acide carbonique, de l'hydrogène carboné, de l'azote, de l'acide acétique ; il reste pour résidu une substance noire très-carbonée.

Les principes immédiats des végétaux ne sont pas tous susceptibles d'éprouver la fermentation putride : les substances très-hydrogénées, telles que les corps gras, les résines, les huiles, l'alcool, l'éther, etc., ne se putréfient pas; les acides se putrifient très-difficilement. Au contraire, les substances azotées et celles qui contiennent de l'oxygène et de l'hydrogène, dans les proportions propres à faire de l'eau, se décomposent avec facilité.

Plusieurs substances, telles que le terreau, la tourbe, le lignite, l'anthracite, les bitumes et le succin, sont regardées par quelques naturalistes comme formées par la décomposition de quelques matières végétales. Je vais en tracer rapidement l'histoire.

Terreau. Le terreau est la matière noire qui reste après la putréfaction des substances organiques exposées au contact de l'air; il est un peu soluble dans l'eau, insoluble dans les acides, entièrement soluble dans les alcalis ; il renferme, à poids égaux, plus de carbone et moins d'oxygène et d'hydrogène que les végétaux qui l'ont fourni. — Le terreau est un excellent engrais.

Tourbe. La tourbe est un combustible noirâtre et spongieux qui se produit dans les eaux stagnantes, et provient de la décomposition lente des plantes. Elle appartient aux dépôts les plus modernes, et couvre quelquefois des espaces immenses dans les parties basses des continents. Les principales tourbières, exploitées en France, se trouvent principalement dans la vallée de la Somme, entre Amiens et Abbeville ; dans les environs de Beauvais; entre Corbeille et Villeroi ; et dans les environs de Dieuze. — La décomposition des matières organiques qui forment la tourbe n'est pas toujours tellement avancée, que l'on ne puisse y reconnaître des parties végétales non altérées, des troncs d'arbres, des débris d'animaux, et même des traces de l'industrie humaine. — Les plantes de la famille des cypéracées, celles qui sont toujours submergées, telles que les conferves, etc., les mousses, les graminées et les feuilles probablement charriées par les eaux, sont les parties végétales dont on retrouve le plus ordinairement les débris dans la tourbe. — Cette substance est formée d'une partie combustible très-abondante, qui paraît être de l'acide ulmique, et de matières salines qui en constituent les cendres.

Lignite. On nomme ainsi un corps solide et opaque d'une couleur qui varie du brun-terreux au noir foncé et brillant, d'une cassure complète, d'une structure tantôt ligneuse, tantôt terreuse, et qui provient évidemment de la décomposition du bois. — On en distingue plusieurs variétés : 1° Le *lignite terne*, encore nommé *terre d'ombre* ou de *Cologne*, est très-riche en acide ulmique, et s'emploie dans la peinture en détrempe ou à l'huile ; il est décomposé au point de ne plus offrir qu'une masse homogène sans apparence de structure végétale. 2° Le *lignite piriforme* se rapproche beaucoup de la houille, dont il diffère, en ce qu'il brûle sans se boursoufler, et en laissant un charbon qui ne change pas de forme. 3° Le *lignite jayet* est un lignite piriforme d'un très-beau noir. — Les lignites se trouvent dans les dépôts secondaires ou tertiaires ; il en existe de très-grandes couches entre Aix et Toulon. — On se sert de cette substance, comme combustible, dans un grand nombre de lieux.

Houille ou *charbon de terre*. La houille est regardée, par plusieurs géologistes, comme provenant de la décomposition de corps organisés enfouis dans la terre. — Elle est solide, noire, opaque, brillante, sans saveur, d'une pesanteur spécifique de 1,3. Lorsqu'elle est de bonne qualité, elle brûle facilement en produisant une flamme blanche, répandant une fumée noire, et se boursouflant beaucoup; elle doit cette dernière propriété à une matière bitumineuse. Quand on distille la houille, on en retire: 1° de l'huile due à une matière grasse qu'elle contient ; 2° beaucoup de gaz hydrogène carboné que l'on emploie pour l'éclairage; 3° du gaz oxyde de carbone; 4° un charbon volumineux appelé *coke*, etc. — La houille se trouve dans les terrains secondaires; elle forme toujours des couches plus ou moins épaisses.

Bitumes. Les bitumes sont des liquides ou des solides susceptibles de se fondre à une basse température, répandant,

à l'état de fusion, une odeur particulière, plus ou moins forte, entrant facilement en combinaison, et brûlant en ne laissant qu'un petit résidu charbonneux très-léger et facile à incinérer. Ils appartiennent aux terrains secondaires ou tertiaires.

Anthracite ou *charbon de terre incombustible.* L'anthracite est du charbon contenant à peine des traces d'oxygène, et renfermant depuis 3 jusqu'à 15 pour cent de silice et d'oxyde de fer. Il est noir, opaque, feuilleté; il brûle difficilement, sans flamme et sans fumée, et s'éteint par l'action d'un courant d'air un peu rapide.

Succin, *karabé*, *ambre jaune.* Matière jaune, dont les propriétés sont analogues à celles des résines. Le succin se trouve dans les terrains tertiaires, où il accompagne quelquefois le lignite; il existe assez abondamment dans les dunes sablonneuses qui bordent le rivage de la mer Baltique, entre Kœnisberg et Mesnel. — Il est solide, jaunâtre, homogène, souvent diaphane, à cassure vitreuse, d'une pesanteur spécifique de 1,078. Il s'enflamme avec assez de facilité; il est inaltérable à l'air à la température ordinaire, presque insoluble dans l'eau et dans l'alcool, soluble dans les huiles, lorsqu'il a été fondu. Distillé en vase clos, il donne de l'acide succinique et des produits qui varient suivant la température. — Il est formé, d'après M. Berzélius, d'une petite quantité d'une huile odoriférante, de deux espèces de résines, d'acide succinique, et d'une substance qui a de l'analogie avec un principe que John a trouvé dans la gomme-laque.

LIVRE II.

Histoire des corps organiques animaux,

OU CHIMIE ANIMALE.

CHAPITRE Ier.

Considérations générales.

Les parties qui entrent dans la composition des animaux sont généralement formées par la réunion de plusieurs principes plus simples que l'on peut séparer les uns des autres à l'aide de procédés incapables de les altérer; c'est à ces principes que l'on donne le nom de *principes immédiats des animaux.* Ils sont formés d'éléments simples qui sont presque toujours au nombre de quatre, savoir: l'oxygène, l'hydrogène, le carbone et l'azote; cependant ce dernier élément ne fait pas partie de plusieurs principes animaux et surtout des corps gras. Deux autres éléments s'ajoutent, dans un petit nombre de corps, à ceux qui viennent d'être indiqués: ce sont le phosphore et le soufre. — Indépendamment de ces éléments simples, on trouve, dans la composition des substances animales, un grand nombre de composés minéraux, tels que des oxydes métalliques et des sels.

On voit par ce rapide aperçu qu'il y a, sous le rapport chimique, la plus grande analogie entre les animaux et les végétaux, et que l'on trouve dans la composition des uns et des autres: 1° des *éléments simples* qui leur sont communs; 2° des *principes immédiats* qui tantôt sont particuliers, soit au règne végétal, soit au règne animal, et tantôt sont communs aux deux règnes; 3° des *produits immédiats*, formés par la réunion de deux ou plusieurs principes; lesquels produits sont le plus souvent particuliers à un règne seulement; 4° des *composés inorganiques.*

Les éléments simples et les composés inorganiques ayant été étudiés dans la chimie minérale, nous n'aurons à nous occuper ici que des principes et des produits qui n'ont pas encore été décrits.

§ Ier. *Propriétés générales des substances animales.*

Les *propriétés physiques* des principes immédiats des animaux sont très-variables.

Action du calorique. Lorsqu'on expose les principes immédiats azotés, à l'action d'une douce chaleur, ils perdent peu à peu leur humidité, se dessèchent, deviennent durs et cassants et peuvent être ainsi conservés sans éprouver d'altération: à une température plus élevée, le calorique dissocie leurs éléments, met en jeu les affinités chimiques, et provoque la combinaison des éléments en d'autres ordres, et la formation d'un grand nombre de composés nouveaux qui ont la plus grande analogie avec ceux qui se produisent lorsqu'on décompose les matières végétales par le feu (*voyez* page 262); si la substance animale est azotée, il se forme plusieurs composés ammoniacaux. Il n'y a qu'un très-petit nombre de

principes immédiats animaux qui soient susceptibles de se volatiliser sans éprouver d'altération (Ex. : *acide formique*).

Action des corps simples. Parmi les métalloïdes, il n'y a que le chlore, l'iode et le brôme qui aient de l'action sur les principes immédiats azotés ; ils s'y combinent ou les décomposent peu à peu, en s'unissant à une partie de leur hydrogène.

Action de l'eau. L'eau peut dissoudre plusieurs principes immédiats neutres ou acides; elle est sans action sur les corps gras ; elle peut se combiner à plusieurs principes, et les gonfler en leur communiquant une certaine élasticité. Le contact prolongé de l'eau avec les substances animales, à une température de 15 à 20°, favorise le développement de la fermentation putride de ceux-ci.

Action des acides. Les acides étendus d'eau sont généralement sans action sur les matières animales; mais, lorsqu'ils sont concentrés, ils les altèrent et les transforment en produits nouveaux. — L'acide sulfurique concentré, mis en contact à froid avec certaines matières animales azotées, insolubles dans l'eau, les convertit en matières solubles : c'est ainsi qu'il agit sur la laine, la soie, etc. — L'acide azotique, en réagissant sur une substance animale azotée, donne naissance à de l'eau, de l'acide carbonique, du bi-oxyde d'azote, de l'acide acétique, de l'acide cyanhydrique, de l'acide oxalique, et à une matière jaune connue d'abord sous le nom d'*amer de Welther*, et désignée depuis, par M. Liébig, sous le nom d'acide *carbazotique* (*voyez* page 401).

Action des oxydes. Les oxydes métalliques insolubles sont sans action sur les matières animales neutres ; mais ceux qui sont solubles peuvent exercer une action plus ou moins vive sur ces substances. Les solutions de potasse et de soude les décomposent à chaud et les transforment en ammoniaque qui se dégage, en acide acétique et en d'autres acides qui restent unis à l'oxyde métallique. — Lorsqu'on calcine des matières animales azotées, avec de la potasse, outre les produits ordinaires de la décomposition de ces matières, il se forme encore une grande quantité de *cyanure de potassium* ; dans cette circonstance, la potasse se réduit en potassium qui, par son affinité pour le cyanogène, détermine une partie de l'azote et du carbone à entrer en combinaison. C'est avec le cyanure de potassium impur, obtenu dans cette calcination, que l'on prépare le bleu de Prusse et tous les composés de cyanogène. C'est ici le lieu d'étudier les composés de cyanogène qui n'ont pas encore été décrits. Il ne nous reste à examiner que les cyanures doubles.

§ II. *Des cyanures doubles.*

A. Bleu de Prusse. — Le bleu de Prusse (*cyanure ferroso-ferrique* de M. Berzélius, *hydro-cyanate ferruré de peroxyde de fer*, *cyanure double de fer proto-cyanuré et de fer sesqui-cyanuré*) est, ainsi que l'indique ce dernier nom (Thénard), un composé de proto-cyanure de fer et sesqui-cyanure de fer. — Il n'existe pas dans la nature.

Préparation. Dans les laboratoires, on prépare le bleu de Prusse en traitant la solution de cyanure jaune de potassium et de fer (prussiate de potasse ferrugineux) par un excès de sesqui-chlorure de fer dissous : il se forme immédiatement des flocons bleus qui se précipitent ; on les lave par décantation, puis on les recueille sur un filtre et on les fait sécher. — Dans les arts, on suit un procédé différent, que voici. — On mélange de la potasse du commerce avec son poids d'une matière animale azotée, telle que du sang desséché ou des rognures de cornes, et on calcine ce mélange jusqu'au rouge ; à cette température, il acquiert une consistance pâteuse. Alors on le laisse refroidir, puis on le délaie par parties dans 12 ou 15 fois son poids d'eau froide, on le remue et on filtre la liqueur après une demi-heure de contact. Cette liqueur tient en solution du cyanure de potassium, du carbonate de potasse, un peu de poly-sulfure et de chlorure de potassium et d'hypo-sulfite de potasse. On verse dans cette liqueur un excès d'une dissolution de 2 à 4 parties d'alun et d'une partie de sulfate de fer du commerce. Il se développe aussitôt une effervescence formée par le dégagement de gaz acide carbonique et d'un peu de gaz acide sulfhydrique ; il se forme en même temps un précipité très-abondant, brun-noirâtre, composé de bleu de Prusse, d'albumine et d'une petite quantité de proto-sulfure de fer hydraté. Ce précipité est lavé par décantation avec de l'eau limpide que l'on renouvelle de 12 heures en 12 heures ; à l'aide de ces lavages réitérés, il ne tarde pas à perdre sa couleur brune, et à acquérir une teinte de plus en plus

bleue ; ce n'est guère qu'au 25e jour environ que la teinte est devenue aussi bleue que possible. Alors on rassemble le bleu de Prusse sur une toile et on le partage en petites masses cubiques que l'on fait sécher.

Théorie de la préparation du bleu de Prusse. Les phénomènes qui se passent dans cette opération sont assez compliqués : voici comment M. Thénard les explique. « 1° Par la calcination, la matière animale est décomposée ; il s'en dégage de l'eau, du gaz acide carbonique, de l'ammoniaque, du gaz oxyde de carbone, de l'huile, du gaz hydrogène carboné, enfin tous les produits de la décomposition des matières animales par le feu ; on obtient pour résidu un mélange de charbon, de potasse plus ou moins carbonatée, de cyanure de potassium, de sulfure et de chlorure de potassium. Celui-ci est fourni par l'alcali ; le sulfure par le sulfate que toutes les potasses du commerce contiennent toujours, et le cyanure par la combinaison du métal de la potasse, avec l'azote et le carbone de la matière animale, dans les proportions nécessaires pour faire le cyanogène. — 2° Lorsqu'on projette le résidu dans l'eau, la potasse carbonatée, le cyanure, le sulfure et le chlorure de potassium se dissolvent ; il faut que la matière soit complètement refroidie : autrement le cyanure de potassium se transformerait en ammoniaque et formiate de potasse ; pour la refroidir, il faut la soustraire à un courant d'air, car il serait possible qu'elle s'embrasât comme un pyrophore. — 3° On concevra aisément la plupart des autres phénomènes qui se présentent, en se rappelant que la potasse décompose l'alun, s'empare de son acide et en précipite la base ; qu'il en est de même du carbonate de potasse et du sulfure de potassium, si ce n'est que, dans ce cas, il y a de plus un dégagement de gaz carbonique et de gaz sulfhydrique ; que le cyanure de potassium forme avec le sulfate de protoxyde de fer un précipité blanc, insoluble, de proto-cyanure de fer en partie combiné avec du cyanure de potassium ; enfin, qu'avec ce même sulfate, le sulfure de potassium en forme un noir de sulfure de fer hydraté. — 4° Reste donc à expliquer l'effet des lavages. Ils ont pour objet, non-seulement de dissoudre les sels solubles, étrangers au bleu de Prusse, tels que le sulfate de potasse, le chlorure de potassium, mais surtout de transformer, au moyen de l'air contenu dans l'eau, une partie du proto-cyanure de fer en peroxyde et en sesqui-cyanure. Ce sesqui-cyanure s'unit au proto-cyanure ferrugineux non décomposé, et de là le bleu de Prusse. On dissout, en même temps, plus ou moins de cyanure de potassium, qui fait toujours partie du précipité ; on le retrouve dans la liqueur à l'état de cyanure sesqui-cyano-ferré (cyanure rouge de potassium et de fer), et non proto-cyano-ferré ; car cette liqueur ne précipite pas les sels de peroxyde de fer, et elle précipite au contraire en bleu les sels de protoxyde. On voit donc, en dernier résultat, que le bleu de Prusse du commerce doit contenir une certaine quantité de cyanure de potassium et de peroxyde de fer. Selon toute apparence, le cyanure de potassium s'y trouve uni à du proto-cyanure de fer, et le cyanure double qui en résulte est lui-même combiné avec le cyanure double ferrugineux qui constitue le bleu de Prusse pur. Ce qu'il y a de certain, du moins, c'est que plusieurs cyanures doubles sont susceptibles de combinaisons. Il est probable aussi que, par le moyen des lavages, on parvient à détruire la petite quantité de sulfure noir de fer qui se forme au moment où l'on mêle les liqueurs, et à la transformer en sulfate de fer. »

Propriétés. Le bleu de Prusse est solide, d'un bleu très-foncé, insipide, inodore, insoluble dans l'eau et dans l'alcool, plus pesant que l'eau, inaltérable à une température de +150°. Distillé dans une cornue, il donne d'abord de l'eau, puis un peu de cyanhydrate d'ammoniaque, et ensuite une grande quantité de carbonate d'ammoniaque ; il laisse un résidu qui paraît être un tri-carbure de fer. — Lorsqu'il est parfaitement desséché, il prend feu avec la plus grande facilité à l'approche d'un corps en combustion, et laisse pour résidu de l'oxyde de fer dans la proportion de 60, 14 pour 100 de bleu de Prusse. — Il verdit lentement lorsqu'on l'expose pendant longtemps au contact de l'air. — Quand on le traite par les solutions alcalines, les métaux des oxydes s'emparent du cyanogène pour passer à l'état de cyanures, et cèdent leur oxygène au fer du bleu de Prusse ; dans cette réaction, la couleur bleue de ce dernier composé disparaît et est remplacée par la couleur de rouille, qui caractérise le sesqui-oxyde de fer. — Les acides affaiblis sont généralement sans action sur le bleu de Prusse ; plu-

eurs acides concentrés le décomposent. acide sulfurique, concentré, le décolore froid sans qu'il se dégage d'acide cyan-ydrique ; la couleur bleue reparaît par addition de l'eau. Cette remarquable ex-érience semblerait prouver que la cou-ur du bleu de Prusse est due à l'eau i'il tient en combinaison, et que la pro-riété décolorante de l'acide sulfurique ent à ce que cet acide s'empare de l'eau e ce composé. L'acide chlorhydrique, oncentré et employé en grand excès, fait asser la couleur du bleu de Prusse au ert, puis au jaune : la teinte bleue re-araît par l'addition de l'eau. Si on aban-onne au repos pendant quelque temps e mélange d'acide chlorhydrique et de leu de Prusse, on obtient un acide que ous n'avons pas encore étudié, et que on connaît sous le nom d'*acide cyan-ydrique ferruré* (*voyez* page 430). 'acide sulfhydrique, l'étain et le fer e font passer du bleu au blanc lors-u'il est récemment précipité et en sus-ension dans l'eau, et le transforment n proto-cyanure.

Historique. Le bleu de Prusse, dont e nom rappelle le pays où il a été prépa-é pour la première fois, a été découvert n 1710 par Diesbach, fabricant de ouleurs, à Berlin ; cette découverte est ue au hasard. Diesbach, versant dans ne décoction de cochenille, mêlée à de 'alun et à du sulfate de fer, de la po-asse qui avait été calcinée avec du sang lesséché, remarqua la formation d'un récipité bleu, au lieu de la laque rouge u'il désirait obtenir. Trompé dans son ttente, il fit part de ce résultat à Dip-el, qui lui avait vendu la potasse : ce-ui-ci, se rappelant à quelle opération la otasse avait été employée, ne tarda pas reconnaître la cause de la coloration leue du précipité obtenu par Diesbach, t à trouver le moyen de le produire à olonté en mêlant une solution de sul-ate de fer et d'alun à une lessive de po-asse calcinée avec une matière animale zotée. Le procédé de la préparation du leu de Prusse fut publié en 1724 par Woodward dans les *Transactions phi-losophiques*. — En 1752, Macquer an-nonça que ce composé était formé par l'union de l'oxyde de fer avec un prin-cipe colorant qu'il ne put isoler. — En 1772, Guyton et Bergmann soupçonnè-rent que le principe inconnu pouvait être un acide. — En 1782, ce soupçon fut changé en certitude par Schéele, qui re-tira du bleu de Prusse un acide qu'il nomma *acide prussique*. Depuis cette époque, un grand nombre de chimistes ont fait des recherches sur le bleu de Prusse, et ont contribué à éclairer son histoire.

Composition. Ce corps paraît être for-mé par l'union de 3 atomes de proto-cyanure de fer et de 4 atomes de sesqui-cyanure de fer.

Usages. Il est employé dans la pein-ture en bâtiments, dans la fabrication des papiers peints et dans la teinture sur soie (bleu Raymond). — Dans les laboratoires, on s'en sert pour préparer les cyanures.

B. CYANURE JAUNE DE POTASSIUM ET DE FER (*prussiate de potasse ferrugineux jaune*). On prépare ce composé par le procédé suivant : on commence par trai-ter à chaud le bleu de Prusse, finement pulvérisé, par de l'acide sulfurique, étendu de 5 ou 6 fois son poids d'eau ; cet acide dissout l'alumine et les autres matières étrangères du bleu de Prusse. Au bout d'une demi-heure, on recueille ce dernier composé sur un filtre, et on le lave à grande eau jusqu'à ce que les eaux de lavage ne précipitent plus l'azotate de baryte ; alors on verse le résidu par par-ties dans une solution de potasse causti-que, bouillante, jusqu'à ce que le bleu de Prusse cesse de passer du bleu au jau-ne. Quand on est arrivé à ce point, on filtre la liqueur, on la concentre et on la laisse refroidir pour faire cristalliser le cyanure double ; on le purifie par de nou-velles cristallisations. — Dans cette opé-ration, la potasse cède son oxygène au fer du sesqui-cyanure de fer, et le transforme en sesqui-oxyde de fer, qui se précipite ; en même temps le potassium s'empare du cyanogène primitivement combiné au fer, et forme du cyanure de potassium qui reste uni au proto-cyanure de fer.

Propriétés. Ce composé est solide, transparent, jaune-citron, inodore, plus pesant que l'eau, cristallisé en prismes quadrangulaires ; il perd son eau de cris-tallisation et devient blanc à la tempé-rature de + 60° ; il entre en fusion à une chaleur rouge ; puis il se décompose, laisse dégager de l'azote et fournit pour résidu un mélange de cyanure de potas-sium et de quadri-carbure de fer. Il est évident que, dans cette décomposition, l'azote qui se dégage provient du cyano-gène du proto-cyanure de fer, et que le carbone de ce composé reste uni au fer, avec lequel il forme un quadri-carbure. — Il est inaltérable à l'air et insoluble dans l'alcool ; 100 parties d'eau en dis-

solvent 27, 8 parties à la température de +12°, et 90, 6 parties à +93°, 3. La solution aqueuse n'est décomposée ni par les alcalis, ni par l'acide sulfhydrique, ni par les sulfures solubles, ni par l'infusion de noix de galle.

Quand on fait passer un courant de gaz chlore dans cette solution, la liqueur acquiert une couleur brune-rougeâtre et finit par perdre la propriété de précipiter les sels de sesqui-oxyde de fer. Si alors on évapore convenablement la liqueur, on obtient des cristaux de *cyanure rouge de potassium et de fer*; ce composé, découvert par Gmelin, est sous forme d'aiguilles très-déliées, groupées en houppes, d'une couleur rouge-rubis; d'après M. Berzélius, il renferme une fois et demie autant de cyanogène que le cyanure jaune. On s'en sert comme réactif pour distinguer les sels de protoxyde de fer de ceux de sesqui-oxyde.

La solution de cyanure jaune est troublée par celle de tous les sels qui appartiennent aux quatre dernières sections; la couleur des précipités est très-variable, ce qui fait de ce composé un excellent réactif. Il est bon de rappeler ici les caractères des précipités formés par ce cyanure dans les solutions des principaux sels.

DÉSIGNATION DES SELS.	COULEUR ET CARACTÈRES DES PRÉCIPITÉS.
Sels de manganèse	Précipité blanc qui devient après quelque temps couleur de fleurs de pêcher.
— de protoxyde de fer	Blanc abondant.
— d'oxyde de fer intermédiaire.	Bleu clair, abondant.
— de sesqui-oxyde de fer	Bleu foncé, abondant.
— d'étain	Blanc.
— de zinc	*Id.*
— de cadmium	*Id.*
— de cobalt	Vert d'herbe.
— de Nikel	Vert-pomme pâle.
— de chrôme	Vert-gris.
— d'antimoine	Blanc.
— de bismuth	*Id.*
— de protoxyde de cuivre	*Id.*
— de bi-oxyde de cuivre	Rouge cramoisi.
— de plomb	Blanc, légèrement jaunâtre.
— de bi-oxyde de mercure	Blanc, se décomposant avec rapidité en bi-cyanure de mercure soluble, et en proto-cyanure de fer qui bleuit à l'air.
— d'argent	Blanc, bleuissant à l'air.
— d'or	Blanc.

Acide cyanhydrique ferruré.

(*Acide chyazique ferruré* de M. Porret; *cyanure double ferroso-hydrique* de M. Berzélius; *acide hydro-cyanique ferruré, acide hydro-ferro-cyanique.*)

Tous ces noms ont été donnés à un composé acide qui a été découvert par M. Porret.—On le prépare en versant un excès d'acide chlorhydrique, concentré, sur du bleu de Prusse bien pur et réduit en poudre, et laissant reposer le mélange : il se forme du chlorure de fer soluble que l'on décante. On traite de nouveau le résidu par de l'acide chlorhydrique, puis on décante et on recommence jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de chlorure de fer. On abandonne le résidu à lui-même pendant plusieurs jours, puis on en sépare le liquide avec une pipette, et on le dessèche en le plaçant dans le vide de la machine pneumatique à côté de morceaux de chaux vive. Lorsqu'il est sec, on le traite par l'alcool concentré, qui ne dissout que l'acide cyanhydrique ferruré et le laisse cristalliser par évaporation spontanée (Robiquet). — Dans cette évaporation, l'acide chlorhydrique

écompose une partie du cyanure de fer bleu de Prusse), et donne naissance à u chlorure de fer et à de l'acide cyanydrique. Ce dernier se combine à la ortion de cyanure de fer qui n'a pas été écomposée, et forme l'acide cyanhydrique ferruré, qui est par conséquent un omposé d'acide cyanhydrique ordinaie, et de cyanure de fer.

Propriétés. Cet acide se présente ous forme de petits cristaux grenus, lancs, inodores, doués d'une saveur cide bien prononcée ; lorsqu'on l'expose l'air, il acquiert peu à peu une légère einte bleue. Quand on le met en conact avec la flamme d'une bougie, il prend eu et produit de vives étincelles. Il est oluble dans l'eau et dans l'alcool : la soution aqueuse donne naissance à du bleu e Prusse lorsqu'on la traite par le sesui-oxyde ou un sesqui-sel de fer.

§ III. *Classification des principes immédiats des animaux.*

Nous classerons les principes immédiats des animaux en cinq séries : 1° les cides animaux; 2° les principes neu-res, formés de trois ou quatre éléments; ° ceux qui, outre les quatre éléments, ontiennent du soufre et du phosphore; ° les principes immédiats très-hydroénés ; 5° les principes colorants.— Nous urons ensuite à examiner les différents *roduits* liquides ou solides, naturels ou orbides, des animaux, et à étudier l'hisoire chimique de la digestion, de la resiration, etc.

CHAPITRE II.

Des acides animaux.

Ces acides sont au nombre de trenteuatre, savoir : les acides acétique (page 74), benzoïque (page 283), cyanhydriue (page 76), cyanhydrique ferruré page 430), hydro-sulfo-cyanique (page 6), hydro-hyper-sulfo-cyanique (page 6), cyanique (page 64), fulminique (page 4), cyanurique (page 64), lactique (page 90), malique (page 290), margarique page 306), oléique (page 307), oxalique page 280), phocénique (page 307) ;— llantoïque, azulmique, butyrique, carique, caproïque, castorique, cholesérique, cholique, cyanilique, cyanuriue insoluble, formique, hippurique, ircique, hydro-sulfo-cyanique hydroulfuré, résino-picromélique, rosacique, sébacique, stéarique et urique. — Quelques-uns de ces acides existent naturellement chez certains animaux ; les autres sont produits par l'action de quelques réactifs sur certaines substances animales. — Je ne parlerai pas ici des quinze premiers acides de la liste qui précède, parce qu'ils ont été examinés ailleurs.

Acide allantoïque.

Cet acide a d'abord été décrit par Buniva et Vauquelin, sous le nom d'*acide amniotique*, parce que ces chimistes en ont fait la découverte en faisant l'analyse des eaux de l'*amnios* de la vache ; M. Lassaigne, en renouvelant ces recherches, a reconnu que cet acide n'existait pas dans les eaux de l'amnios, mais bien dans celles de l'*allantoïde*, et il a, en conséquence, proposé de le nommer *acide allantoïque*, — On peut le préparer en faisant évaporer les eaux de l'allantoïde de la vache jusqu'en consistance de sirop épais, et traitant celui-ci par l'alcool bouillant, qui dissout l'acide et le laisse précipiter en refroidissant.

Propriétés. L'acide allantoïque est solide, blanc, brillant, inodore, peu sapide, cristallisable en aiguilles, peu soluble dans l'eau et dans l'alcool à la température ordinaire, plus soluble dans ces liquides bouillants; ces solutions rougissent légèrement la teinture de tournesol. Il forme, avec tous les alcalis, des sels solubles, facilement décomposables par la plupart des acides qui en précipitent l'acide allantoïque sous forme d'une poudre blanche cristalline.—Il est composé, d'après M. Liébig, de 3,89 d'hydrogène, 31,87 de carbone, 29,51 d'azote et 34,73 d'oxygène.

Acide azulmique.

Cet acide, ainsi nommé à cause de son analogie avec l'acide ulmique (Boullay fils), se produit pendant la décomposition spontanée de l'acide cyanhydrique, du cyanogène dissous dans l'eau, etc.

Acides butyrique, caprique et caproïque.

L'acide butyrique existe en petite quantité à l'état de liberté dans le beurre ; il se forme en plus grande quantité en saponifiant le beurre par la potasse. Les deux autres n'ont encore été trouvés tout formés dans aucune substance ; ils se produisent en même temps que l'acide bu-

tyrique, pendant l'action de la potasse sur le beurre.

Préparation. On délaie dans l'eau le savon de beurre ; on le traite par l'acide tartrique, qui s'empare de la potasse, puis on filtre et on soumet la liqueur à la distillation ; les trois acides, qui sont volatils, passent dans le récipient ; on les purifie par une nouvelle distillation. On les neutralise ensuite par l'hydrate de baryte, et on forme ainsi trois sels qui sont inégalement solubles, et que l'on peut séparer par plusieurs cristallisations successives. Lorsque l'on est parvenu à obtenir du butyrate, du caprate et du caproate de baryte bien purs, on en extrait les acides en mettant chacun de ces sels en contact avec l'acide sulfurique.

Propriétés de l'acide butyrique. Cet acide est liquide, oléagineux, limpide, incolore, d'une densité spécifique de 0,9675, doué d'une saveur piquante. Il reste liquide à 9 degrés au-dessous de zéro ; il entre en ébullition au-dessus de + 100°, et se volatilise sans éprouver d'altération dans le vide, tandis qu'il se décompose en partie si l'opération se fait dans un récipient plein d'air. Il est très-soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. —Il est formé de 7,00 d'hydrogène, 62,42 de carbone, et 30,58 d'oxygène.

Propriétés de l'acide caprique. Il est solide et cristallisé en aiguilles incolores qui entrent en fusion à + 18°, et forment alors un liquide d'une densité de 0,9103. Il est très-soluble dans l'alcool, et peu soluble dans l'eau. Il est formé de 9,74 d'hydrogène, 74,10 de carbone et 16,16 d'oxygène.

Propriétés de l'acide caproïque. Cet acide est liquide, incolore, d'un aspect analogue à celui d'une huile volatile, très-inflammable, doué d'une saveur acide et piquante, d'une odeur qui rappelle celle de la sueur, et d'une densité de 0,922 à + 26°. Il est très-soluble dans l'alcool, peu soluble dans l'eau ; il s'altère lorsqu'on le distille dans une cornue. — Il est composé de 8,87 d'hydrogène, 68,67 de carbone, et 22,46 d'oxygène.

Acide castorique.

On l'obtient en traitant la castorine par l'acide azotique.—Il se présente sous forme de petits prismes ou de grains jaunes solubles dans l'eau.

Acide cholestérique.

On prépare cet acide en faisant réagir l'acide azotique sur la cholestérine (Pelletier et Caventou).—Il est solide, cristallisé en aiguilles blanches-jaunâtres, douées d'une saveur un peu styptique, et d'une odeur de beurre ; il fond à + 58°. L'eau n'en dissout qu'une petite proportion, l'alcool le dissout très-facilement, surtout à chaud ; il est aussi très-soluble dans les éthers sulfurique et acétique, et dans les huiles essentielles ; il rougit la teinture de tournesol. L'acide sulfurique concentré lui communique une couleur rouge.—Il est formé de 6,96 d'hydrogène, 54,99 de carbone, 4,89 d'azote, 33,20 d'oxygène = H^{20} C^{13} Az O^{6}.

Acide cholique.

Gmelin a découvert cet acide dans la bile du bœuf. — Voici comment on le prépare. On commence par évaporer la bile en consistance sirupeuse, puis on l'épuise par l'éther sulfurique ; on dissout le résidu dans l'eau et on le traite par l'acétate de plomb, qui donne lieu à un abondant précipité de cholate de plomb. On recueille ce précipité, on le lave, on le délaie dans l'eau, et on le décompose par un courant de gaz acide sulfhydrique qui précipite tout le plomb à l'état de sulfure, et met en liberté l'acide cholique qui, en raison de son peu de solubilité, reste presque entièrement mêlé au sulfure. On recueille ce mélange et on le traite par l'alcool bouillant après l'avoir lavé et séché. L'alcool dissout l'acide cholique et quelques autres substances, telles que les acides résino-picromélique et margarique. On traite la solution alcoolique par l'eau, qui précipite ces deux derniers acides ; on filtre et on enlève l'alcool par la distillation ; le liquide bouillant qui reste après cette opération contient l'acide cholique et le laisse cristalliser par le refroidissement.

Propriétés. L'acide cholique cristallise sous forme d'aiguilles blanches, déliées, inodores, douées d'une saveur à la fois sucrée et âcre, rougissant fortement la teinture de tournesol, peu solubles dans l'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante, très-solubles dans l'alcool. Lorsqu'on chauffe cet acide au contact de l'air, il entre en fusion en prenant l'aspect d'un liquide oléagineux brun : puis il se décompose en se boursouflant, ré-

pandant une odeur d'empyreume, et brûlant avec une flamme brillante et fuligineuse. Quand on le chauffe en vases clos, il donne beaucoup d'huile empyreumatique et des produits ammoniacaux.

ACIDE CYANILIQUE.

Cet acide, dont la découverte est due à M. Liébig, a été obtenu par ce chimiste en faisant bouillir de l'acide azotique concentré sur du *mellon* (perazotide de carbone, *voyez* page 84). — Il a la même composition atomique que l'acide cyanurique (page 64).

ACIDE CYANURIQUE INSOLUBLE.

Il se forme pendant la décomposition de l'acide cyanique, sous l'influence de l'eau (Liébig et Wohler). — Sa composition peut être représentée par un atome d'acide cyanique et un atome d'eau, c'est-à-dire qu'il est isomère avec l'acide cyanurique ordinaire.

ACIDE FORMIQUE.

Cet acide, qui a été pendant longtemps confondu avec l'acide acétique, existe tout formé dans les fourmis; il se produit dans un grand nombre de circonstances, telles que la distillation de l'acide oxalique, la décomposition de l'acide cyanhydrique par les acides puissants, celle du cyanure de potassium par la chaleur et l'eau; il se forme encore lorsqu'on fait chauffer de l'acide tartrique, de l'acide citrique, du sucre, du ligneux, de l'alcool, de l'amidon, etc., avec du bi-oxyde de manganèse, du bi-oxyde de plomb, de l'acide sulfurique, etc.

Préparation. On peut obtenir l'acide formique à l'aide d'un procédé qui a été indiqué par Gehlen, et qui consiste 1° à saturer le suc exprimé des fourmis par le carbonate de potasse, et à verser dans la liqueur du sesqui-sulfate de fer; 2° à filtrer, puis à évaporer la liqueur jusqu'en consistance sirupeuse, et à la distiller dans une cornue de verre après l'avoir mêlée avec un peu d'acide sulfurique; 3° à saturer, par le carbonate de cuivre, le produit acide qui passe à la distillation, et à faire évaporer la dissolution qui fournit des cristaux bleus de formiate de cuivre; 4° enfin à décomposer ce sel en le traitant par les deux tiers de son poids d'acide sulfurique, distillant le mélange dans une cornue munie d'un récipient, et rectifiant le produit acide par une nouvelle distillation.

On peut préparer cet acide artificiellement en faisant dissoudre une partie de sucre dans deux parties d'eau, ajoutant à cette dissolution trois parties de bi-oxyde de manganèse finement pulvérisé, introduisant ce mélange dans la cucurbite d'un alambic en cuivre, chauffant jusqu'à + 60°, et versant ensuite sur la masse une partie d'acide sulfurique concentré, en ayant soin d'agiter continuellement avec une baguette de bois. Il se produit une effervescence très-vive; on ajoute alors le chapiteau à la cucurbite, et on condense les vapeurs au moyen du réfrigérent ordinaire. Lorsque l'effervescence est calmée, on verse dans la chaudière deux autres parties d'acide sulfurique concentré, et on distille presque jusqu'à siccité. Le liquide qui passe à la distillation contient de l'eau, de l'acide formique, une matière éthérée et de l'acide acétique; on le sature à chaud avec de l'oxyde de plomb qui produit du formiate et de l'acétate de plomb que l'on peut séparer en raison de leur inégale solubilité. Le formiate de plomb, qui cristallise avant l'acétate, doit être décomposé par l'acide sulfurique et distillé pour en séparer l'acide formique (Doebereiner).

Propriétés. L'acide formique est liquide, doué d'une odeur aigre, piquante, d'une saveur forte, d'une densité spécifique de 1,116 à la température de + 20°. Il rougit très-fortement la teinture de tournesol, reste liquide à une très-basse température, entre en ébullition à + 108°, et se vaporise sans se décomposer. L'eau le dissout en toutes proportions; l'acide sulfurique concentré le décompose à la température ordinaire, et le transforme en eau et en oxyde de carbone. Il s'unit facilement aux oxydes, et donne naissance à des sels généralement solubles, qui ont un peu d'analogie avec les acétates. — L'acide formique anhydre est un corrosif très-énergique qui, sous ce rapport, l'emporte même sur l'acide sulfurique.

Composition. Cet acide, aussi concentré que possible, est formé d'un atome d'acide réel, 180,54, et de deux atomes d'eau, 19,46. — L'acide réel est composé de 2,68 d'hydrogène, 32,85 de carbone, et 64,47 d'oxygène $= H^2 C^4 O^3$.

ACIDE HIPPURIQUE.

Cet acide, que M. Berzélius désigne sous le nom d'acide uro-benzoïque, existe

tout formé dans l'urine des quadrupèdes herbivores, tels que le cheval et le bœuf; on l'a aussi rencontré dans l'urine des jeunes enfants. Il a été confondu pendant long-temps avec l'acide benzoïque, et reconnu comme acide distinct par M. Liébig. Cependant plusieurs chimistes n'admettent pas les idées de M. Liébig, et considèrent encore l'acide hippurique comme de l'acide benzoïque modifié par son union avec une substance organique.

Préparation. On traite par l'acide chlorhydrique l'urine de cheval, réduite par la concentration au huitième de son volume; il se forme au bout de quelque temps un précipité cristallin jaune-brun d'acide hippurique impur; on recueille ce précipité, on le dissout dans un lait de chaux, on le décolore par le charbon animal, et on filtre la liqueur chaude; cela fait, on traite cette liqueur par l'acide chlorhydrique, et on la laisse refroidir lentement : l'acide hippurique cristallise par le refroidissement.

Propriétés. Cet acide se présente sous forme de longues aiguilles prismatiques quadrangulaires, incolores, terminées par des sommets dièdres. Elles ont une saveur légèrement amère, et rougissent fortement la teinture de tournesol. Cet acide est moins soluble dans l'eau que l'acide benzoïque; il entre en fusion à une douce chaleur, et se prend par le refroidissement en une masse cristalline; si on le porte à une température supérieure à son point de fusion, il se décompose et fournit, entre autres produits, de l'acide benzoïque qui se sublime. — Sa formule atômique paraît être H^{18} C^{36} Az^{2} O^{6}.

ACIDE HIRCIQUE.

Il se produit lorsqu'on saponifie la graisse du mouton ou du bouc (Chevreul.) Il a été peu étudié.

ACIDE HYDRO-SULFO-CYANIQUE HYDRO-SULFURÉ.

Cet acide est un des résultats de la réaction du sulfide de carbone sur l'alcool anhydre saturé d'ammoniaque (Zeize). Il offre peu d'intérêt.

ACIDE RÉSINO-PICROMÉLIQUE.

M. Braconnot a décrit sous ce nom, en 1829, la substance que l'on désignait auparavant sous le nom de *résine biliaire*; cette résine possède en effet la propriété de saturer les alcalis, et de jouer à leur égard le rôle d'un acide.

Préparation. On étend la bile de bœuf avec de l'eau; on la traite par l'acétate de plomb neutre; on filtre : la liqueur est ensuite traitée par le sous-acétate de plomb, qui y forme un précipité composé d'acide résino-picromélique, d'une matière sucrée, de taurine et d'oxyde de plomb. Ce précipité est délayé dans du vinaigre distillé, affaibli et tiède, à travers lequel on fait passer un courant de gaz acide sulfhydrique, qui précipite tout le plomb à l'état de sulfure. Après cette opération, on filtre, et on obtient une liqueur jaune-brunâtre claire qui, après avoir été un peu évaporée, se sépare en deux couches, dont l'inférieure, qui est brune et visqueuse, contient la taurine, la matière sucrée et l'acide résino-picromélique. On sépare cette couche de la supérieure, et on agite le liquide qui la compose avec de l'eau qui dissout la taurine; le résidu est dissous dans l'alcool, et cette solution est traitée par de l'eau qui précipite l'acide; on le lave et on le fond.

Propriétés. L'acide résino-picromélique est solide, cassant, facile à réduire en poudre; il entre en fusion à quelques degrés au-dessus de + 100°. Il est soluble dans l'alcool et dans l'acide sulfurique concentré, insoluble dans l'eau, dans l'éther pur et dans les acides étendus. Lorsqu'on en approche un corps en combustion, il prend feu et brûle avec une flamme brillante et fuligineuse, en laissant pour résidu un charbon poreux. Quand on le distille, il fournit à peine des traces de produits ammoniacaux.

ACIDE ROSACIQUE.

Cet acide a été découvert en 1798 par Proust, il existe dans l'urine de l'homme : c'est lui qui se dépose, sous forme de sédiment rose, des urines que l'on rend pendant le cours de certaines maladies inflammatoires. — Pour préparer cet acide, on recueille le dépôt rose dont il vient d'être question; on le fait bouillir avec de l'alcool, qui dissout l'acide rosacique et le laisse déposer par évaporation.

Propriétés. Il est solide, inodore, d'une couleur rouge de cinabre, d'une saveur faible; il rougit sensiblement la teinture de tournesol. Il est déliquescent, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; lorsqu'on le distille, il ne fournit point

de produits azotés; en s'unissant avec les alcalis, il forme des sels solubles; il se combine facilement avec l'acide urique, et donne naissance à un composé rose qui est peu soluble : c'est un composé de cette nature qui se précipite des urines d'individus atteints de certaines maladies, et qui sert à la préparation de l'acide rosacique (Vauquelin). — D'après M. Vogel, cet acide jouit en outre des propriétés suivantes : 1° l'acide sulfurique concentré le convertit en une poudre d'un rouge foncé, le dissout et l'amène ensuite à l'état d'une poudre blanche, insoluble dans l'eau, et identique avec l'acide urique; 2° l'acide sulfureux lui communique également cette teinte rouge, qui augmente d'intensité avec le temps, et reste inaltérable; 3° l'acide azotique le transforme aussi en acide urique; 4° si on délaie de l'acide rosacique dans une solution d'azotate d'argent, cet acide acquiert au bout de quelques heures une couleur brune fauve, et se trouve transformé, après vingt-quatre heures de contact, en une poudre d'un vert-bouteille.

ACIDE SÉBACIQUE.

L'acide sébacique (*sebum*, suif) est un des produits de la distillation des graisses; il fait alors partie du produit liquide qui passe dans le récipient, et s'y trouve mêlé avec des acides oléique et margarique, un peu d'acide acétique et de l'huile empyreumatique. — Pour l'extraire, on agite à plusieurs reprises ce produit avec de l'eau bouillante, en décantant le liquide chaque fois après l'avoir laissé refroidir; l'acide acétique et l'acide sébacique sont dissous. On verse ensuite dans la liqueur une solution d'acétate de plomb qui y forme un abondant précipité de sébate de plomb. Ce précipité est recueilli, lavé et traité, à l'aide d'une douce chaleur, par l'acide sulfurique faible qui le décompose, s'empare de l'oxyde de plomb, et met l'acide sébacique en liberté; on filtre pour séparer le sulfate de plomb, et on abandonne à elle-même la liqueur qui laisse précipiter l'acide sébacique par son refroidissement. — Il est nécessaire de le laver pour le débarrasser de l'acide sulfurique qu'il peut retenir, et de ne cesser les lavages que lorsque le liquide ne précipite plus l'azotate de baryte. (Thénard.)

Propriétés. L'acide sébacique est solide, blanc, cristallisé en petites aiguilles brillantes, peu consistantes, inodores, douées d'une saveur légèrement acide. Lorsqu'on l'expose à l'action de la chaleur, il fond comme une graisse et se volatilise en partie. L'air ne lui fait subir aucune altération; l'eau froide n'en dissout qu'une petite quantité; l'eau chaude en dissout davantage et le laisse cristalliser par son refroidissement; l'alcool le dissout avec la plus grande facilité; les huiles fixes et volatiles en opèrent également la solution. Il s'unit facilement à la potasse, à la soude et à l'ammoniaque, et donne naissance à des sels solubles qui sont décomposés par tous les acides minéraux puissants. — D'après MM. Dumas et Péligot, l'acide sublimé peut être représenté par $H^{68} C^{20} O^{4}$, et l'acide anhydre par $H^{66} C^{20} O^{3}$.

ACIDE STÉARIQUE.

L'acide stéarique (στέαρ, suif), dont la découverte est due à M. Chevreul, est un des produits de la saponification des graisses de bœuf, de mouton et de porc. — Pour l'obtenir, on traite à chaud la graisse de porc par le quart de son poids de potasse caustique dissoute dans quatre parties d'eau distillée; la graisse se trouve alors transformée en glycérine et en acides stéarique, margarique et oléique; ces trois acides restent unis à la potasse. Après avoir séparé ce savon de l'eau qu'il pouvait contenir, on le met en contact, à la température ordinaire, avec deux fois son poids d'alcool, à 0,821 de densité qui dissout la glycérine et l'oléate de potasse, et attaque à peine le stéarate et le margarate. Après 24 heures de macération, on recueille ces deux sels sur un filtre, on les lave avec de l'alcool froid, et on les traite ensuite par de l'alcool bouillant qui les dissout et laisse précipiter le stéarate et une partie du margarate en se refroidissant; on recueille ce dépôt et on le traite à plusieurs reprises par de l'alcool bouillant, jusqu'à ce que le sel qui se précipite entre en fusion à + 70°. Alors on est sûr que le stéarate de potasse est bien pur. — C'est de ce sel que l'on retire l'acide stéarique; pour cela on le fait chauffer dans une capsule avec de l'eau acidulée par de l'acide chlorhydrique qui met l'acide stéarique en liberté; cet acide vient flotter à la surface du liquide sous forme d'une huile qui se concrète par le refroidissement. On le lave ensuite à plusieurs reprises avec de l'eau distillée.

Propriétés. L'acide stéarique est solide, blanc, inodore, insipide, plus léger que l'eau, fusible à + 71° suivant M. Chevreul et à + 66° suivant MM. Bussy et Lecanu ; il cristallise en aiguilles brillantes entrelacées. Chauffé dans une cornue, il se décompose et fournit du gaz acide carbonique, un peu d'hydrogène carboné, une huile épaisse brune, un produit volatil odorant, roux et acide, et laisse du charbon pour résidu. Mis en contact avec les corps enflammés, il brûle comme de la cire. Il est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool chaud, qui le laisse cristalliser lentement sous forme d'écailles blanches. — Il est composé de 12,478 d'hydrogène, 80,145 de carbone, et 7,377 d oxygène = H^{134} C^{70} O^{5}.

L'acide stéarique s'unit en deux proportions aux oxydes métalliques, et forme des stéarates neutres et des bi-stéarates; ces sels sont généralement insolubles ou peu solubles.

ACIDE URIQUE.

Schéele en a fait la découverte, en 1776, en analysant les calculs vésicaux de l'homme; il le nomma alors *acide lithique.* — Il existe dans l'urine de l'homme, des animaux carnivores et des oiseaux; il existe également dans les calculs urinaires de l'homme, dans les concrétions arthritiques, et, d'après M. Masuyer, dans les concrétions ostéoformes des artères et des veines des goutteux. Uni à l'ammoniaque, il se trouve à la partie supérieure du sol de quelques îles de la mer du Sud, et fait partie des matières excrémentitielles du ver à soie et de plusieurs autres insectes. Vauquelin l'a observé dans les urines des serpents, etc.

Préparation. On retire facilement l'acide urique, soit des dépôts jaunâtres qui se forment dans les urines humaines non putréfiées, soit des calculs jaunâtres que l'on trouve dans la vessie. Après avoir pulvérisé ces dépôts ou ces calculs, on les fait bouillir avec quatre à cinq fois leur poids d'une solution faible de potasse caustique qui transforme l'acide urique en sous-urate de potasse soluble; on filtre la dissolution et on y verse peu à peu de l'acide chlorhydrique jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès; il y a tout-à-coup décomposition du sel, et séparation de l' cide urique qui se précipite sous forme de flocons qui ne tardent pas à s'affaisser et à se transformer en petites paillettes blanchâtres. On recueille ces paillettes sur un filtre, et on les soumet à des lavages réitérés jusqu'à ce que l'eau qui passe sur elles n'ait plus aucune saveur. Il ne s'agit plus alors que de dessécher l'acide urique.

Propriétés. L'acide urique est en poussière blanchâtre ou jaunâtre, lamelleuse, inodore, insipide, inaltérable à l'air, sans action bien sensible sur la teinture de tournesol. Lorsqu'on le chauffe en vases fermés, il se décompose en donnant une grande quantité d'acide cyanhydrique, ainsi qu'un sublimé mou qui est formé de carbonate et de cyanhydrate d'ammoniaque, d'urée, d'acide cyanique et d'huile empyreumatique qui colore le tout (Vöhler). — L'eau n'en dissout que $\frac{1}{1700}$ de son poids à la température ordinaire; ce liquide bouillant en dissout $\frac{1}{1150}$; l'alcool est sans action sur lui. Mis en contact avec l'acide azotique, l'acide urique est dissous avec effervescence et dégagement de bi-oxyde d'azote. La matière prend bientôt une belle couleur rouge carminée; c'est à cette matière que Prout a donné le nom d'*acide purpurique.* Les expériences de Vauquelin ont porté ce célèbre chimiste à admettre que, dans l'action de l'acide azotique sur l'acide urique, il y avait formation de deux acides, l'un incolore et formant, avec l'oxyde de plomb, un sel soluble, et l'autre coloré produisant un sel insoluble avec le même oxyde ; aucun de ces acides ne jouit des propriétés que Prout avait assignées à l'acide purpurique. Cependant Vauquelin ajoute qu'il était possible qu'il n'y eût qu'un seul acide dont les propriétés seraient modifiées par son union à une matière colorante également développée sous l'influence de l'acide azotique ; mais alors cet acide nouveau ne devrait pas porter le nom d'*acide purpurique,* puisque la coloration rouge lui est étrangère, et il serait mieux nommé *acide urique sus-oxygéné.* Les expériences de M. Quesneville fils et Lassaigne, qui sont parvenus, chacun de leur côté, à obtenir l'acide purpurique *incolore*, en décomposant le purpurate d'ammoniaque par la pile galvanique, tendent à confirmer la manière de voir de Vauquelin.

Composition. L'acide hydraté est composé de 0,25 d'hydrogène, 4.5 de carbone, 3.5 d'azote, et 3,0 d'oxygène = H^{2} C^{6} Az^{2} O^{3}. La formule de l'acide anhydre est de C^{6} A^{2} O. (Prout). L'acide urique sec ne contient donc point d'hydrogène.

CHAPITRE III.

Principes immédiats animaux non acides.

Nous distinguerons parmi ces principes immédiats, 1° ceux qui sont formés de trois éléments, oxygène, hydrogène et carbone ; 2° ceux qui contiennent en outre de l'azote ; 3° les principes immédiats composés de plus de quatre éléments ; 4° les matières colorantes animales.

§ Ier. *Principes immédiats composés d'oxygène, d'hydrogène et de carbone.*

On peut diviser ces principes immédiats en deux séries : A, les principes neutres, c'est-à-dire dont la composition peut être représentée par de l'eau, plus du carbone; B, les corps très-hydrogénés, ou dont la composition peut être représentée par de l'eau, une grande quantité de carbone et beaucoup d'hydrogène.

A. *Principes neutres formés de trois éléments.*

Il n'y a que trois corps qui puissent être rangés dans cette section : ce sont la chitine, l'oonin et le sucre de lait.

CHITINE.

La chitine (de χιτον, enveloppe) forme le résidu de l'action de la potasse caustique bouillante sur le tégument et les élytres d'un grand nombre d'insectes, et sur la carapace des crustacés (Odier) ; elle offre peu d'intérêt.

OONIN.

L'oonin (de ὠὸν, œuf) a été découvert par M. Couerbe en 1829 ; on le prépare en abandonnant à elle-même pendant un mois à une température de quelques degrés au-dessous de zéro une solution concentrée de blanc d'œuf; ce liquide s'épaissit un peu et laisse déposer une sorte de réseau membraneux, qui est l'oonin.

SUCRE DE LAIT.

Le sucre de lait (*lactine* de M. Thénard) est une substance d'une saveur douce, qui n'a encore été rencontrée que dans le lait.

Préparation. En Suisse on prépare le sucre de lait en concentrant le petit-lait qui provient de la fabrication du fromage, et abandonnant la liqueur à elle-même pendant quelques jours; le sucre de lait se dépose en couches épaisses, retenant un peu de caséum et quelques matières salines que l'on en sépare en faisant dissoudre le sucre de lait et le faisant cristalliser de nouveau.

Propriétés. Le sucre de lait est solide, blanc, demi-transparent, dur, cassant, inodore, doué d'une saveur légèrement sucrée, d'une densité de 1,543 ; il cristallise en prismes à quatre pans, qui contiennent $\frac{12}{100}$ d'eau combinée. — Chauffé avec précaution, il entre en fusion, perd son eau de cristallisation, et se prend par le refroidissement en une masse blanche et opaque ; chauffé un peu plus fortement, il devient jaune, plus soluble, incristallisable, et acquiert une partie des propriétés de la gomme (Vauquelin). Soumis à une chaleur élevée, il se décompose en fournissant les produits des matières non azotées. — L'air ne l'altère en aucune façon. — A la température ordinaire, l'eau en dissout à peu près $\frac{1}{9}$ de son poids ; l'eau chaude en dissout beaucoup plus et le laisse cristalliser par son refroidissement. Le solutum aqueux n'est précipité ni par les acides, ni par les alcalis, ni par les sels, ni par l'infusion de noix de galle ; l'alcool le trouble un peu, et en sépare au bout de quelques minutes de petits cristaux de sucre de lait. — L'acide azotique bouillant agit sur cette substance comme sur la gomme, c'est-à-dire qu'il la transforme en acides mucique (*voyez* page 322), oxalhydrique et oxalique. — D'après M. Vogel, on peut transformer le sucre de lait en matière sucrée, fermentescible, analogue au sucre de fécule, en le faisant bouillir pendant trois heures avec quatre fois son poids d'eau, aiguisée de 2, 3, 4 ou 5 parties d'acide sulfurique, ajoutant de l'eau à mesure qu'elle s'évapore, puis saturant l'acide avec le carbonate de chaux, filtrant et concentrant la liqueur.

Composition. D'après M. Prout, le sucre de lait est composé de : hydrogène, 6,67 (24 at.) ; carbone, 40,00 (24 at.), et oxygène, 53,33 (12 at.)

Le sucre de lait a peu d'usages ; on s'en sert quelquefois pour falsifier la cassonade, mais on peut reconnaître cette fraude au moyen de l'alcool à 33°, qui dissout le sucre de canne et a peu d'action sur le sucre de lait.

B. *Principes immédiats très-hydrogénés.*

Nous rangerons dans cette classe la margarine (page 339), l'oléine (page 340), la stéarine (page 339), l'ambréine, la butyrine, la castorine, la cérine, la céraïne, la cétine, la cholestérine, l'éthal, l'hircine, la myricine et la phocénine. Nous ne parlerons pas ici des trois premiers corps, qui, appartenant aussi au règne végétal, ont été décrits ailleurs.

AMBRÉINE.

Cette substance forme la base de l'ambre gris; on la prépare en traitant celui-ci par l'alcool chaud, puis filtrant et abandonnant la liqueur à elle-même : l'ambréine cristallise sous forme de houpes blanches déliées. — Cette substance est insipide, fusible à + 30°, soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles, insoluble dans les alcalis. —Soumise à la distillation, elle passe dans le récipient presque sans avoir éprouvé d'altération, et elle ne laisse qu'un peu de charbon dans la cornue. — Elle est formée de 13,32 d'hydrogène (65 at.), 83,37 de carbone (33 at.) et 3, 31 d'oxygène (1 at.).

BUTYRINE.

La butyrine (de *butyrum*, beurre) se trouve dans le beurre, unie à la stéarine, à l'oléine et à une petite quantité d'acide butyrique.

Préparation. On commence par faire fondre le beurre et le décanter pour le séparer du lait de beurre, puis on le laisse refroidir très-lentement dans une capsule profonde, et on le maintient pendant plusieurs jours à une température de + 19° ; on obtient de cette manière de la stéarine cristallisée en petits grains, et une matière huileuse que l'on isole par la filtration. Cette matière huileuse est ensuite traitée dans un ballon par un poids égal au sien d'alcool d'une densité de 0,796, que l'on maintient à une température de + 19°. On agite le mélange de temps en temps, et au bout de vingt-quatre heures, on décante la solution alcoolique, que l'on soumet à une distillation ménagée ; dans cette dernière opération, l'alcool passe dans le récipient, et on obtient pour résidu une nouvelle huile très-riche en butyrine, et rendue acide par la présence d'une petite quantité d'acide butyrique. On sépare cet acide au moyen du carbonate de magnésie, qui donne naissance à un butyrate très-soluble dans l'eau ; la butyrine, ainsi purifiée par l'eau, contient encore l'excès de carbonate de magnésie : pour enlever ce dernier, on traite le liquide par l'alcool chaud, qui ne dissout que la butyrine ; on peut enfin obtenir cette dernière à l'état de pureté, en faisant évaporer avec précaution la solution alcoolique.

Propriétés. La butyrine est solide à zéro, liquide au-dessus de cette température, légèrement colorée en jaune, insoluble dans l'eau, soluble en toutes proportions dans l'alcool bouillant. Sa densité est de 0,908. La potasse la saponifie en la transformant en acides butyrique, margarique, oléique, caproïque, caprique et en glycérine.

CASTORINE.

La castorine existe dans le castoréum, et peut en être séparée en traitant celui-ci par six parties d'alcool bouillant et un peu de charbon, filtrant cette solution bouillante, puis la laissant refroidir et la filtrant de nouveau pour séparer de la graisse qui s'est précipitée, puis enfin, soumettant cette liqueur à une évaporation spontanée. La castorine se dépose en petites aiguilles transparentes et quadrilatères. — Cette substance a une odeur faible qui rappelle celle du castoréum ; sa saveur est métallique. Lorsqu'on la chauffe, elle entre en fusion, bout et se décompose. Elle est légèrement soluble dans l'eau bouillante, plus soluble dans l'alcool et surtout dans l'éther. Elle n'est pas saponifiable par les alcalis ; les acides sulfurique et acétique chauds la dissolvent un peu, l'acide acétique bouillant la transforme en acide castorique.

CÉRINE.

La cérine est un principe immédiat qui entre dans la composition de la cire, dont elle forme les 70 ou 80 centièmes ; elle est toujours unie à de la myricine. — On prépare la cérine en traitant à plusieurs reprises la cire d'abeilles par l'alcool bouillant, maintenant la liqueur très-chaude, jusqu'à ce que la myricine se soit déposée, puis filtrant et évaporant. — La cérine est solide, blanche, fusible à + 62°, d'une densité spécifique de 0,960, soluble à chaud dans l'alcool, l'éther et l'huile essentielle de térébenthine.

Les alcalis la transforment en acides margarique, oléique et en céraïne ; soumise à la distillation, elle se décompose en fournissant des acides sébacique et acétique, de l'eau, de l'huile empyreumatique et une matière jaune. — L'acide azotique l'attaque difficilement, même à chaud.

CÉRAÏNE.

On a donné ce nom à une substance qui est un des produits de la réaction des alcalis sur la cérine; elle a été peu étudiée.

CÉTINE.

La cétine (de κῆτος, baleine) est un principe gras, cristallisable, qui forme la plus grande partie du blanc de baleine. Elle entre aussi dans la composition de la graisse de plusieurs cétacés.

Préparation. On traite le blanc de baleine par l'alcool bouillant, et on laisse ensuite refroidir la liqueur ; la cétine se dépose sous forme de lames cristallines.

Propriétés. La cétine est solide, blanche, sans saveur, presque sans odeur, douce au toucher, cassante, sans action sur le tournesol, fusible à + 49°. Chauffée dans le vide, elle se volatilise sans subir d'altération. Soumise à la distillation, elle se volatilise en partie, et fournit aussi, par suite de sa décomposition partielle, une huile liquide, incolore, des acides oléique, margarique et acétique, de l'eau, une matière odorante, une matière jaune et de l'huile empyreumatique. — Une partie de cétine se dissout dans environ 20 parties d'alcool bouillant d'une densité de 0,821. — Chauffée avec son poids de potasse et deux fois son poids d'eau, la cétine est saponifiée et transformée en acides margarique et oléique, et en *éthal*.

Composition. La cétine est composée de 12,862 d'hydrogène, 81,660 de carbone, et 5,478 d'oxygène.

CHOLESTÉRINE.

La cholestérine (de χολή, bile, et στερεός, solide) fait partie de la bile de l'homme, de l'ours et du porc, et entre dans la composition du musc et de la plupart des calculs biliaires de l'homme. Elle paraît aussi exister dans le sang humain (F. Boudet), et dans la matière du cerveau (Couerbe). M. Lassaigne l'a rencontrée dans une concrétion qui s'était formée dans le cerveau d'un cheval, ainsi que dans la matière que contenait un squirrhe qui s'était développé dans le méso-colon d'une jument.

Préparation. On prépare la cholestérine en traitant les calculs biliaires de l'homme par l'alcool bouillant, filtrant et laissant refroidir la liqueur, qui laisse déposer la cholestérine sous forme d'écailles blanches.

Propriétés. La cholestérine est solide, blanche, brillante, sans saveur, sans odeur : elle entre en fusion à + 137°, et cristallise en refroidissant en lames rayonnées. Exposée à une température élevée dans une cornue, elle entre en ébullition, se colore d'abord en jaune, puis en brun, fournit une grande quantité d'un liquide huileux qui n'est ni acide ni ammoniacal, et laisse un peu de charbon pour résidu. — Chauffée dans le vide, elle se volatilise sans éprouver d'altération. — L'eau ne dissout pas la cholestérine ; 100 grammes d'alcool bouillant, à 0,816 de densité, en dissolvent 18 gr.; la même quantité d'alcool à 0,840 de densité n'en dissout que 11,24. — Les alcalis ne font subir aucun changement à la cholestérine. — L'acide azotique bouillant la convertit en acide cholestérique (Pelletier et Caventou).

Composition. D'après M. Chevreul, la cholestérine est formée de 11,880 d'hydrogène, 85,095 de carbone, et 3,025 d'oxygène.

ETHAL.

Cette substance se forme lorsqu'on traite la cétine par la potasse.

Préparation. On fait chauffer une partie de cétine avec une partie de potasse et deux parties d'eau, et on obtient une masse savonneuse qui est composée d'éthal, d'oléate et de margarate de potasse et d'une substance colorée. On délaie cette masse dans l'eau, et on y ajoute un excès d'acide tartrique qui précipite une matière formée par un mélange d'éthal et d'acides oléique et margarique. On traite ce mélange par un excès de baryte qui s'unit aux acides ; on fait ensuite bouillir la masse avec de l'eau distillée qui dissout l'excès de baryte, puis on sépare l'éthal de l'oléate et du margarate de baryte au moyen de l'alcool concentré et froid, qui dissout l'éthal, et une petite quantité de ces deux sels. Pour séparer l'éthal de ces sels, on évapore la solution alcoolique jusqu'à siccité, et on traite le résidu par l'alcool anhydre et froid, qui ne dissout que l'éthal ; il ne s'a-

git plus alors que de séparer l'alcool par une distillation ménagée.

Propriétés. L'éthal est solide, incolore, inodore, insipide, demi-transparent comme la cire, sans action sur le tournesol, fusible à + 50°, volatil sans décomposition à une température plus élevée; il brûle au contact de l'air comme une huile volatile; il est insoluble dans l'eau, soluble en toutes proportions à la température de + 54° dans l'alcool d'une densité de 0,812; cette solution le laisse déposer en lames brillantes en refroidissant. Les alcalis n'attaquent pas cette substance.

Composition. L'éthal est composé de 13,945 d'hydrogène, 79,766 de carbone, et 5,289 d'oxygène, ou par 100 parties d'hydrogène bi-carboné et 7,61 d'eau. Or, comme la composition de l'alcool et de l'éther peut être représentée, celle de l'alcool par 100 parties d'hydrogène bi-carboné et 63,23 d'eau, celle de l'éther par 100 parties d'hydrogène bi-carboné et 31,61 d'eau; il en résulte que la quantité d'hydrogène bi-carboné restant la même, il faut 8 parties d'eau pour l'alcool, 4 parties pour l'éther, et 1 partie pour l'éthal. Il y a donc un rapport simple entre les principes constituants de ces trois substances : c'est ce qui a déterminé M. Chevreul à désigner le corps qui nous occupe sous le nom d'*éthal*, mot formé par la réunion des premières syllabes des mots *éther* et *alcool*.

HIRCINE.

L'hircine (d'*hircus*, bouc) se trouve dans les graisses de bouc et de mouton; unie à l'oléine, elle forme la partie liquide du suif. Comme elle est beaucoup plus soluble dans l'alcool que l'oléine, on peut la séparer de cette dernière par un procédé à peu près semblable à celui qui sert à la préparation de la butyrine. — Lorsqu'on la saponifie par la potasse, elle fournit de l'acide hircique.

MYRICINE.

Cette substance est unie à la cérine dans la cire, et forme le résidu que l'on obtient en traitant celle-ci par l'alcool bouillant (John.) — Elle est solide, blanchâtre, fusible à + 65°, volatile, presque sans altération, insoluble dans la solution de potasse, peu soluble dans l'éther à chaud, soluble dans 200 fois son poids d'alcool bouillant, qui la laisse précipiter par le refroidissement, très-soluble dans l'huile essentielle de térébenthine chaude.

PHOCÉNINE.

La phocénine (de *phocæna*, marsouin) est unie à l'oléine et à une petite quantité d'acide phocénique dans l'huile de marsouin, à ces substances et à la cétine dans l'huile de dauphin. — On la prépare en dissolvant l'huile de marsouin dans l'alcool chaud, laissant refroidir la liqueur, décantant au bout de 24 heures l'alcool qui surnage, et distillant ce liquide : il reste dans la cornue une matière huileuse et acide que l'on traite d'abord par un lait de carbonate de magnésie pour la désacidifier, puis par de l'alcool faible et froid qui s'empare de la phocénine et l'abandonne au moyen d'une évaporation ménagée. — La phocénine est très-fluide à + 17°, douée d'une odeur faible, sans action sur la teinture de tournesol, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool. Traitée par la potasse, elle est transformée en acides phocénique, oléique et en glycérine.

§ II. *Principes immédiats animaux composés d'hydrogène, de carbone, d'azote et d'oxygène.*

Il y en a treize, savoir : l'albumine, la cantharidine, le caséum, la créatine, la fibrine, la gélatine, la leucine, la mélaïne, la séroline, la subrubrine, le sucre biliaire, la taurine et l'urée. On peut y ajouter les matières colorantes du sang, que nous étudierons plus loin. — Ces substances, en raison de l'azote qu'elles contiennent, présentent un certain nombre de propriétés communes que nous devons d'abord examiner.

Propriétés générales. Lorsqu'on distille les substances azotées dans une cornue munie d'un récipient pour recevoir les liquides, et d'un tube se rendant sous une cloche propre à recueillir les gaz, on obtient : 1° du *charbon animal* qui reste dans la cornue; 2° du carbonate d'ammoniaque, dont une partie cristallise dans le col de la cornue ou dans l'allonge; 3° un liquide alcalin qui se rend dans le récipient, et qui est formé d'eau, de carbonate d'ammoniaque, d'acétate et de cyanhydrate de la même base, d'une huile épaisse, noire, lourde et très-fétide, que l'on désigne sous le nom d'*huile empyreumatique*; 4° un mélange gazeux formé d'azote, d'hydrogène carboné et

d'oxyde de carbone. — Chauffées au contact de l'air, les substances azotées se boursouflent et s'enflamment en fournissant des produits semblables à ceux qu'on obtient par leur distillation, et dont la quantité est d'autant moins grande que la combustion est plus complète.

Le bore, le carbone, le phosphore, le soufre, l'azote et l'hydrogène sont sans action sur ces substances ; l'iode, le brôme et surtout le chlore s'emparent d'une portion de leur hydrogène.

L'eau les ramollit ou les dissout et favorise leur putréfaction ; l'alcool les rend imputrescibles. — L'air humide active leur fermentation putride : l'air sec s'empare de l'eau qu'elles contiennent, et s'oppose au développement de cette fermentation.

Les solutions alcalines concentrées et bouillantes décomposent les matières azotées, et les transforment en ammoniaque qui se dégage, et en acides carbonique et acétique qui restent unis à l'alcali. Lorsqu'on les calcine avec la potasse et la soude, il se forme, entre autres produits, du cyanure de potassium ou de sodium. Nous avons déjà étudié cette réaction ; nous avons également étudié l'action que les acides exercent sur ces substances (*voyez* pag. 427).

ALBUMINE.

L'albumine, qui a été considérée pendant long-temps comme un principe immédiat, paraît être formée, d'après M. Couerbe, par l'union de deux matières, l'une insoluble non azotée, auquel M. Couerbe a donné le nom d'oonin (*voyez* page 437), l'autre soluble azotée, dont les propriétés n'ont pas encore été bien étudiées. Pour nous conformer à l'usage, nous décrirons ici l'albumine comme un principe immédiat distinct.

Etat naturel. L'albumine est une substance très-disséminée dans le règne animal ; elle existe en grande quantité dans le blanc d'œuf, dans le chyle, dans le sérum du sang, dans les liquides exhalés par les membranes séreuses, dans la synovie, dans l'humeur des vésicatoires et des brûlures, dans les liquides des hydatides, dans les urines des individus atteints de l'affection granuleuse des reins, dans la bile des oiseaux, dans la chair musculaire, etc.

Propriétés. Les propriétés de l'albumine diffèrent suivant qu'on l'étudie, 1° coagulée par le feu ou par l'alcool, 2° desséchée par évaporation spontanée, 3° à l'état liquide.

1° *Albumine coagulée par l'alcool ou par le feu.* On la prépare en délayant une partie de blanc d'œuf dans 10 ou 12 parties d'alcool ; ce dernier s'empare de l'eau du blanc d'œuf, et l'albumine se précipite sous forme de flocons blancs qui doivent être lavés à grande eau. — L'albumine ainsi préparée est solide, blanche, sans saveur, sans odeur, sans action sur les couleurs végétales, plus pesante que l'eau, insoluble dans ce liquide. Traitée par l'acide chlorhydrique, l'albumine est dissoute ; si on emploie suffisamment d'acide (7 à 8 parties pour 1 d'albumine) et que l'on favorise la réaction par une température de + 25°, on obtient au bout de quelques heures une couleur bleue très-intense. — L'acide acétique et l'ammoniaque en dissolvent une petite quantité ; la potasse et la soude la dissolvent plus facilement. L'acide sulfurique concentré dissout aussi l'albumine coagulée : celle qui provient du sang donne d'abord un liquide rougeâtre et une substance gélatineuse verdâtre qui se dissout au bout de quelques heures ; alors le liquide paraît verdâtre par réflexion et rougeâtre par réfraction. L'albumine d'œuf est presqu'entièrement dissoute par l'acide sulfurique après quelques heures de contact ; la liqueur qui en résulte est d'un rouge vineux, et la partie qui reste insoluble a l'aspect de la gelée de groseilles. — La dessication transforme l'albumine en une substance jaune, dure, cassante, demi-transparente, que l'eau ramollit un peu en la rendant blanche et opaque.

2° *Albumine desséchée par évaporation spontanée.* On la prépare en exposant le blanc d'œuf dans le vide sec ; il finit par se prendre en une masse solide, jaunâtre et transparente, susceptible de se redissoudre dans l'eau, et de former avec celle-ci un liquide visqueux qui jouit de toutes les propriétés du blanc d'œuf ; l'évaporation spontanée ne fait donc subir aucune altération à l'albumine. — Si l'on soumet à l'action de l'alcool ou de l'eau bouillante le blanc d'œuf desséché spontanément, il perd la propriété de se dissoudre dans l'eau, et acquiert tous les caractères de l'albumine coagulée. — Il existe donc une différence bien tranchée entre l'albumine desséchée spontanément et celle qui a été coagulée par l'alcool ou la chaleur.

3° *Albumine liquide.* Elle existe abon-

damment dans l'économie animale ; mais elle est toujours unie à des sels et quelquefois à un peu de graisse. Le blanc d'œuf est formé d'eau, d'une grande quantité d'albumine, d'un atome de gélatine, et d'une petite quantité de chlorure de sodium et de carbonate de soude; en délayant cette substance dans un peu d'eau distillée, on obtient l'albumine liquide proprement dite ; mais ce liquide n'est pas entièrement pur.

Dans cet état, l'albumine est incolore, inodore, transparente, presqu'insipide, plus pesante que l'eau, visqueuse ; elle mousse par l'agitation et verdit le sirop de violettes en raison de la petite quantité de carbonate de soude qu'elle contient. Exposée à une température de + 61°, elle se coagule, lorsqu'elle n'a pas été trop étendue d'eau. Le sérum du sang étendu de 15 à 20 fois son volume d'eau, devient seulement opalin lorsqu'on le porte à l'ébullition. La coagulation de l'albumine par la chaleur a été très-diversement expliquée par les chimistes, et, malgré les dissertations qui ont eu lieu sur ce phénomène, les causes en sont encore obscures. — Placée dans le courant d'une pile galvanique d'un *très-petit pouvoir*, l'albumine se coagule autour du fil positif (Brande, E. Home). D'après M. Lassaigne, la propriété de se coaguler sous l'influence d'un courant électrique n'appartient qu'à l'albumine qui contient un peu de chlorure de sodium ; ce qui le prouve, c'est que la pile n'agit plus sur l'albumine qui a été privée de la majeure partie de ce sel par l'alcool, et que la réaction commence aussitôt que l'on ajoute au liquide quelques gouttes d'une solution de chlorure de sodium. Il faut donc admettre que le sel est décomposé en même temps que l'eau : le sodium du sel et l'oxygène de l'eau sont attirés au pôle négatif où ils se combinent ; le chlore et l'hydrogène se portent au pôle positif, et y produisent de l'acide chlorhydrique qui se combine à son tour à l'albumine et donne naissance au composé insoluble que Brande avait pris pour de l'albumine pure. — Abandonnée pendant quelque temps en vases clos, l'albumine se putréfie, et répand une odeur d'acide sulfhydrique.

Le chlore et l'iode troublent peu à peu l'albumine liquide. Tous les acides un peu forts, à l'exception de l'acide acétique, la coagulent sur-le-champ ; l'acide phosphorique ne produit cet effet que lorsqu'il est récemment fondu et concentré, ou à l'état d'acide méta-phosphorique, il est tout-à-fait sans action s'il est préparé depuis un ou deux jours, lors même qu'il aurait été conservé à l'abri du contact de l'air (Berzélius et Engelhart). — La potasse et la soude s'opposent à la coagulation de l'albumine par le feu. — L'alcool précipite rapidement l'albumine. — L'acide tannique produit le même effet, et donne lieu à la formation d'un dépôt qui a la consistance de la poix. — La plupart des dissolutions salines appartenant aux quatre dernières sections sont décomposées et troublées par l'albumine liquide très étendue d'eau; comme les composés insolubles qui résultent de cette réaction sont sans action sur l'économie animale, on pourrait employer l'albumine comme antidote de l'empoisonnement par les sels des quatre dernières sections; mais c'est surtout contre l'empoisonnement par les sels de cuivre et par le sublimé-corrosif que cette substance doit être administrée (Orfila).

Composition. MM. Gay-Lussac et Thénard ont fait l'analyse de l'albumine du blanc-d'œuf ; M. Michælis a fait celle de l'albumine qui provient du sang artériel et du sang veineux de l'homme ; ces chimistes ont obtenu les résultats suivants :

	Blanc d'œuf.	Sang artériel.	Sang veineux.
Hydrogène,	7,540	6,993	7,359
Carbone,	52,833	53,009	52,650
Azote,	15,705	15,562	15,505
Oxygène,	23,872	24,436	24,484

Il est probable qu'elle contient aussi une petite quantité de soufre, car elle noircit les vases d'argent dans lesquels on la fait cuire, et elle répand l'odeur d'acide sulfhydrique en se putréfiant.

Usages. On emploie l'albumine liquide pour clarifier une foule de liqueurs troubles, et surtout les sirops : cette opération se fait ordinairement à chaud ; alors l'albumine, en se coagulant, entraîne les substances qui troublaient la transparence du liquide. Quelquefois la clarification des liquides par l'albumine se fait à froid : pour cela il faut que les liquides contiennent du tannin, qui a la propriété de former avec l'albumine un composé insoluble; c'est de cette manière que l'on clarifie les vins. — En unissant l'albumine à la chaux, on forme un lut très-siccatif. — J'ai déjà dit que M. Orfila avait proposé le blanc d'œuf comme le meilleur antidote de l'empoi-

ionnement par les sels de cuivre et de mercure. — En chirurgie on l'emploie comme agglutinatif pour maintenir en rapport les appareils des fractures. — Enfin l'albumine doit être considérée comme une substance très-nutritive.

CANTHARIDINE.

On a donné ce nom au principe vésicant des cantharides ; ce principe a été isolé par M. Robiquet et étudié depuis par plusieurs chimistes; il existe dans les cantharides, dans tous les insectes du genre *meloe*, et dans plusieurs insectes du genre *mylabris*.

Préparation. La cantharidine est unie, dans les cantharides, à une huile verte, à une matière jaune, à une matière noire, aux acides acétique et urique et au phosphate de magnésie. — On introduit les cantharides pulvérisées dans l'allonge de l'appareil que nous avons décrit en parlant de l'acide tannique (voyez page 294) ; on les tasse et on verse dessus à différentes reprises de petites quantités d'éther sulfurique. On met de côté les premières onces de liquide qui ne contiennent que de l'huile ; les portions qui passent ensuite sont moins huileuses et plus chargées de cantharidine. Lorsque l'éther passe presque incolore, on réunit toutes les liqueurs, excepté les premières, on les concentre et on les laisse refroidir : la cantharidine cristallise encore impure ; on la purifie de l'huile qu'elle contient en la pressant entre plusieurs doubles de papier joseph et la dissolvant ensuite dans l'alcool bouillant qui la laisse cristalliser par son refroidissement.

Propriétés. La cantharidine est solide, blanche, cristallisée en aiguilles ou en paillettes, insoluble dans l'eau, soluble, surtout à chaud, dans l'alcool, l'éther, l'huile essentielle de térébenthine, les huiles d'olive et d'amandes douces, l'axonge en fusion. Elle fond à + 210° ; exposée à une chaleur plus élevée, elle se sublime en partie sous forme de petites aiguilles brillantes. Elle est soluble dans l'acide sulfurique concentré et chaud, qu'elle colore en jaune; l'addition de l'eau précipite la cantharidine de cette solution. Les acides azotique et chlorhydrique la dissolvent aussi à chaud, mais sans se colorer, et l'abandonnent en se refroidissant. La potasse et la soude la dissolvent avec facilité, et la laissent déposer quand on y ajoute de l'acide acétique. L'ammoniaque liquide ne la dissout pas. — Appliquée à très-petites doses sur la peau, elle donne lieu à tous les effets que produisent les cantharides.

Composition. La cantharidine est formée de 8, 45 d'hydrogène, 68, 56 de carbone, 9, 89 d'azote et 13, 15 d'oxygène (Plisson et Henri fils).

CASÉUM.

Le caséum n'existe que dans le lait. — On l'extrait de ce liquide en y versant quelques gouttes d'acide sulfurique qui s'unit au caséum, et le précipite sous forme de caillots qui entraînent un peu de beurre. Ce précipité est lavé à grande eau pour le priver de l'excès d'acide, puis traité par l'ammoniaque, qui dissout le caséum et laisse le beurre intact. On filtre alors la liqueur, et on la traite de nouveau par l'acide sulfurique, qui précipite encore le caséum : on lave ce précipité et on le fait ensuite bouillir avec de l'eau de baryte qui s'empare de tout l'acide sulfurique et met le caséum en liberté ; on filtre pour séparer le sulfate de baryte, et on évapore la liqueur jusqu'à siccité. Le caséum préparé par le procédé qui vient d'être décrit est soluble dans l'eau.

Lorsqu'au lieu de traiter le lait par l'acide sulfurique, on plonge la membrane muqueuse des jeunes veaux dans le liquide maintenu pendant quelque temps à une température de + 50°, on obtient ainsi un précipité de caséum ; mais cette substance préparée de cette manière reste complètement insoluble, par suite d'une modification dont la nature est encore inconnue. Le caséum coagulé par la membrane muqueuse des veaux est au caséum soluble ce que l'albumine précipitée par l'alcool est à l'albumine rendue solide par évaporation spontanée.

Propriétés. Le caséum obtenu par le premier procédé est solide, jaunâtre, sans saveur, sans action sur les couleurs végétales, soluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool. La solution aqueuse n'est pas troublée par les alcalis ; les acides la coagulent, surtout à chaud. — Abandonnée à elle-même pendant longtemps, cette solution s'altère et devient ammoniacale ; le caséum finit par disparaître et se trouve remplacé par de nouveaux produits qui sont de l'*aposépédine*, une matière huileuse, une matière grasse composée de margarate de chaux, d'a-

cide margarique et d'acide oléique, enfin de l'ammoniaque combinée à une substance que Proust avait désignée sous le nom d'*acide caséique*, mais qui, d'après M. Braconnot, paraît être un composé d'acide acétique, d'osmazôme et de plusieurs autres produits. — L'acide chlorhydrique concentré se colore en violet lorsqu'on le fait agir sur le caséum. — La chaux, la baryte et la strontiane forment avec le caséum des combinaisons insolubles. — Soumis à la distillation il se décompose, fournit une grande quantité de carbonate d'ammoniaque, et laisse un charbon volumineux, difficile à incinérer, qui fournit, après sa combustion, 6 $\frac{1}{2}$ pour 100 d'une cendre presqu'entièrement composée de phosphate de chaux.

Le caséum coagulé ne diffère du précédent que par son insolubilité dans l'eau et sa solubilité dans les acides forts; du reste, il offre la plupart des propriétés du caséum soluble.

Composition. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, le caséum est formé de 7,429 d'hydrogène, 59,781 de carbone, 21,381 d'azote, et 11,409 d'oxygène.

CRÉATINE.

La créatine (de κρεας, chair), découverte en 1832 par M. Chevreul, existe en petite quantité dans la chair musculaire. — On la prépare en concentrant dans le vide sec l'extrait aqueux de viande, et traitant ensuite cet extrait par l'alcool, qui ne dissout pas la créatine, mais lui enlève les matières extractives qui la rendaient impure. — Cette substance est solide, incolore, inodore, insipide, cristallisable en prismes droits rectangulaires, d'un éclat nacré; elle est un peu soluble dans l'eau, presqu'insoluble dans l'alcool. Sa solution aqueuse se décompose lentement en fournissant des produits ammoniacaux.

FIBRINE.

La fibrine fait la base des muscles et entre dans la composition du sang et du chyle.

Préparation. On bat le sang à sa sortie de la veine avec des baguettes de bouleau; la fibrine ne tarde pas à s'attacher aux baguettes sous forme de longs filaments rougeâtres, que l'on place ensuite sous un filet d'eau, afin de les décolorer. La fibrine, ainsi préparée, contient un peu de graisse, dont on la prive en la faisant digérer dans de l'alcool.

Propriétés. La fibrine est solide, blanche, sans saveur, sans odeur, flexible, élastique et sans action sur les couleurs végétales. Elle contient environ les $\frac{4}{5}$ de son poids d'eau; c'est à sa combinaison avec ce liquide qu'elle doit ses propriétés physiques, car, lorsqu'on la dessèche, elle devient jaune, dure et cassante. — Soumise à la distillation, elle se décompose en fournissant une grande quantité de carbonate d'ammoniaque, et laissant pour résidu un charbon volumineux difficile à incinérer, et contenant beaucoup de phosphate de chaux, un peu de phosphate de magnésie et des traces d'oxyde de fer. — L'eau ne dissout pas la fibrine; elle rend à celle qui a été desséchée la blancheur, la mollesse et l'élasticité qu'elle avait perdues. Si le contact de la fibrine avec l'eau est prolongé pendant long-temps en vases ouverts, cette substance s'altère et finit par disparaître entièrement, par suite de sa transformation en matière soluble. — L'alcool et l'éther n'exercent aucune action sur la fibrine, ils la privent seulement de la matière grasse qu'elle contenait.

L'acide acétique concentré convertit la fibrine en une gelée incolore qui se dissout facilement dans l'eau chaude. La fibrine perd la propriété de se dissoudre dans cet acide lorsqu'on l'a fait bouillir dans de l'eau (Berzélius). La dissolution acétique de fibrine dégage un peu de gaz azote lorsqu'on la soumet à l'ébullition; les acides sulfurique, azotique et chlorhydrique, la potasse, la soude, l'ammoniaque et le cyanure jaune de potassium et de fer précipitent cette dissolution; le précipité formé par les quatre derniers réactifs se redissout dans un excès de ces réactifs.

L'acide sulfurique affaibli s'unit à la fibrine et donne naissance à un composé qui, lorsqu'on le lave à l'eau, devient transparent, se gonfle, se transforme en une matière gélatineuse soluble dans l'eau tiède. — Lorsque l'acide sulfurique est concentré, il dissout en partie la fibrine en prenant une couleur fauve qui, les jours suivants, passe au bistre, puis au brun de plus en plus foncé. La portion qui ne se dissout pas se gonfle, conserve sa texture fibreuse et prend successivement la teinte gris-verdâtre, puis la teinte brune. Si l'on soumet pendant plusieurs heures à l'ébullition, la dissolution

sulfurique de fibrine, après l'avoir étendue d'eau, il se produit, suivant M. Braconnot, de la *leucine* et deux matières extractiformes, l'une soluble et l'autre insoluble dans l'alcool.

L'acide chlorhydrique pur et concentré gonfle la fibrine, et la transforme en une gelée qui, avec le temps, se résout en un liquide bleu foncé.— L'acide azotique affaibli agit sur la fibrine comme l'acide sulfurique faible; mais s'il est concentré, il se colore en jaune en dégageant du gaz azote; au bout de 24 heures de contact, toute la fibrine est transformée en une masse pulvérulente, jaune, qui paraît être composée de fibrine altérée, de graisse, d'acide malique et d'acide azoteux. (Berzélius.)

Composition. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, 100 parties de fibrine sont composées de 7,021 d'hydrogène, 53,360 de carbone, 19,934 d'azote, et 19,685 d'oxygène.

GÉLATINE.

La gélatine est un principe immédiat qui ne paraît pas exister tout formé dans les tissus animaux, mais qui est probablement le résultat que l'eau bouillante exerce sur ces mêmes tissus; en effet, lorsqu'on fait bouillir pendant longtemps de l'eau qui contient de la chair musculaire, ou mieux des parties blanches, telles que ligaments, tendons, membranes, cartilages, etc., le liquide se prend par le refroidissement en une gelée qui a pour base la gélatine qui s'est formée pendant cette opération.

Propriétés. La gélatine bien pure est insipide, incolore, inodore, sans action sur la teinture de tournesol, et plus pesante que l'eau; soumise à la distillation, elle fournit les mêmes produits que la fibrine et l'albumine. Lorsqu'elle est desséchée, et qu'on la chauffe peu à peu dans une capsule d'argent, elle se ramollit en répandant une odeur particulière; puis elle éprouve un commencement de fusion, se boursoufle, exhale des fumées qui ont l'odeur de la corne brûlée; puis enfin elle s'enflamme et laisse pour résidu un charbon volumineux qui ne brûle qu'avec difficulté, en fournissant un peu de cendre presque entièrement composée de phosphate de chaux. — La gélatine pure est très peu soluble dans l'eau, même à la température de l'ébullition; mais elle devient très-soluble si l'on ajoute à l'eau un acide ou un alcali; la colle forte et les tablettes de bouillon ne sont solubles que parce que la gélatine qui en forme la base a été altérée pendant sa préparation, et qu'elle contient des produits ammoniacaux. (Julia Fontenelle) — La dissolution aqueuse de gélatine est incolore; elle se prend en gelée quand on la laisse refroidir, lors même qu'on n'aurait fait dissoudre qu'une partie de gélatine dans 100 parties d'eau (Bostock); cette gelée s'altère en peu de jours, surtout pendant l'été, et ne tarde pas à se liquéfier et à éprouver la fermentation putride. La solution étendue se putréfie également lorsqu'on l'abandonne pendant plusieurs jours à une température de + 15° à + 25°; elle n'est précipitée ni par les acides, ni par les alcalis; le proto-azotate de mercure, le sesqui-sulfate de fer, l'alcool, l'infusion de noix de galle et la plupart des matières astringentes végétales occasionnent des précipités dans cette solution. Celui qui est formé par l'infusion de noix de galle est d'un blanc grisâtre, insipide, imputrescible, élastique, poisseux, insoluble dans l'eau et soluble dans un excès de gélatine.

Le chlore trouble la dissolution de gélatine; le dépôt qu'il y produit est blanc et composé de filaments nacrés très-élastiques, insolubles dans l'eau et dans l'alcool, solubles dans les alcalis, et susceptibles de dégager spontanément du chlore pendant plusieurs jours. — L'acide sulfurique exerce sur la gélatine une action qui a été étudiée par M. Braconnot. Si l'on fait macérer pendant 24 heures une partie de colle forte en poudre dans deux parties d'acide sulfurique concentré, puis que l'on ajoute au mélange huit parties d'eau, que l'on fasse bouillir le tout pendant cinq heures, en ayant soin d'ajouter de l'eau à mesure qu'elle s'évapore, de saturer l'acide par la craie, après l'opération, puis de filtrer et d'évaporer, la gélatine disparaît entièrement, et la liqueur se trouve transformée en un sirop qui, abandonné à lui-même pendant un mois, laisse déposer des cristaux grenus, doués d'une saveur douce et sucrée, peu solubles dans l'eau, non fermentescibles, et désignés par M. Braconnot sous le nom de *sucre de gélatine.* Le liquide qui a fourni ces cristaux est sirupeux, incristallisable, et contient une matière sucrée, une substance peu azotée, de l'ammoniaque et de la leucine.

Composition. La gélatine est compo-

sée de 7,914 d'hydrogène, 47,881 de carbone, 16,998 d'azote et 27,207 d'oxygène (Gay-Lussac et Thénard).

Usages. La gélatine est une substance éminemment nutritive, qui fait partie du bouillon de bœuf, de veau, de poulet, et d'une foule d'autres mets. On l'emploie pour la préparation de grands bains, qui sont à la fois nutritifs et adoucissants. C'est elle qui forme la base des différentes espèces de colles, dont les principales sont la *colle forte* et la *colle de poisson.*

La colle forte se prépare pour les besoins du commerce, en faisant bouillir pendant long-temps, dans une grande quantité d'eau, des rognures de peaux, de parchemin, de gants, des oreilles et des sabots de bœufs, de chevaux, de veaux, de moutons, etc., préalablement séparées des poils et de la graisse; on enlève les écumes à mesure qu'elles se forment, puis, lorsque l'ébullition a été assez prolongée, on passe la liqueur à travers un filtre à claire-voie, et on la laisse reposer; enfin, on la décante, on l'écume de nouveau, on la concentre fortement et on la verse dans des moules humectés, où elle prend, en se refroidissant, la forme de plaques molles. Au bout de vingt-quatre heures, on coupe ces plaques en tablettes, que l'on fait sécher sur des cordes, dans un endroit chaud et bien aéré.

La colle de poisson n'est autre chose que la membrane interne de la vessie natatoire de certains esturgeons; on la prépare en lavant cette vessie que l'on coupe en long et que l'on prive de sa tunique extérieure; on fait ensuite sécher la partie que l'on conserve, puis on la roule, et on achève sa dessication à l'air. — On prépare une colle de poisson de qualité inférieure, en faisant bouillir dans l'eau la queue, la tête et les mâchoires des baleines et de presque tous les poissons dépourvus d'écailles.

LEUCINE.

La leucine (de λευκος, blanc) n'existe pas toute formée dans l'économie animale; c'est un produit de l'art dont la découverte est due à M. Braconnot; on l'obtient, en traitant la chair musculaire, la fibrine, la gélatine et la laine par l'acide sulfurique.

Préparation. On prend trente grammes de chair musculaire, divisée, lavée et fortement exprimée dans une toile; on la broie avec son poids d'acide sulfurique concentré, qui la dissout presqu'entièrement à l'aide d'une douce chaleur. On laisse refroidir la liqueur, après quoi on enlève une petite couche de graisse, qui se rassemble à sa surface, et on étend la dissolution d'un décilitre d'eau; on fait bouillir le tout pendant environ neuf heures, en remplaçant l'eau à mesure qu'elle s'évapore, puis on sature par la craie, on filtre et on évapore jusqu'en consistance d'extrait. Cet extrait est traité à plusieurs reprises par l'alcool bouillant qui, en se refroidissant, laisse déposer une substance blanche, formée de leucine et d'une matière animale. Cette substance est dissoute dans l'eau et traitée par quelques gouttes d'infusion de noix de galle qui précipitent la matière animale; on filtre et on évapore la liqueur qui, après cette série d'opérations, donne la leucine parfaitement pure.

Propriétés. La leucine est sous forme de petits cristaux aplatis, circulaires, blancs, doués d'une saveur agréable de jus de viande, d'une densité spécifique moindre que celle de l'eau, fusibles bien au-dessus de cent degrés, en répandant une odeur de viande grillée, et se sublimant en partie, si l'opération se fait dans une petite cornue. Elle est soluble dans l'eau; cette solution n'est précipitée par aucun sel métallique, excepté par l'azotate de mercure qui y fait naître un précipité blanc floconneux.

MÉLAÏNE.

La mélaïne (de μελας, noir) existe dans l'encre de sèche. Pour l'obtenir on traite par l'eau l'encre de sèche desséchée, on recueille la poudre noire qui se dépose au fond de cette eau, et on l'épuise par l'eau, l'alcool, l'acide chlorhydrique et le carbonate d'ammoniaque; le résidu est la mélaïne. — Cette substance est noire, pulvérulente, sans saveur, sans odeur, insoluble dans l'eau, l'alcool, les acides chlorhydrique et acétique, l'acide sulfurique faible et les carbonates alcalins, soluble dans l'acide sulfurique concentré et dans la solution de potasse chaude.

SÉROLINE.

Cette substance a été découverte en 1833, par M. F. Boudet : elle existe dans le sérum du sang humain. — On l'obtient en desséchant le sérum à une douce chaleur, épuisant le résidu par l'eau, le

desséchant de nouveau, puis le réduisant en poudre, et le traitant par l'alcool bouillant, qui dissout la séroline et la laisse déposer en refroidissant. —La séroline se présente sous forme de flocons gras et nacrés; elle est insoluble dans l'alcool lorsqu'elle est pure, mais susceptible de se dissoudre dans l'alcool bouillant, à la faveur des substances qui l'accompagnent dans le sérum; elle est très-soluble dans l'éther, et inattaquable par la potasse.

SUBRUBRINE.

Elle a été découverte par le docteur O'Shaughnessy dans le sang de tous les organes de l'homme et de plusieurs mammifères. —Pour la préparer on laisse coaguler le sang, on décante le sérum, on le mêle au liquide qui provient du lavage du caillot, et on traite la liqueur par de l'alcool qui précipite la matière colorante rouge et l'albumine; on filtre, puis on fait bouillir la liqueur et on la laisse refroidir; lorsqu'elle est arrivée à la température de + 26° 67, elle laisse déposer de la subrubrine de couleur de chair. — Cette substance devient opaque, rougeâtre et pulvérulente, lorsqu'elle est desséchée; elle est infusible, insoluble dans l'eau distillée froide, dans l'alcool anhydre et dans l'éther, soluble dans l'alcool étendu d'eau et bouillant, très-soluble dans l'acide azotique.

SUCRE BILIAIRE.

Cette substance, dont le nom indique la saveur et l'origine, a été découverte, en 1829, par M. Braconnot; elle fait partie d'une substance biliaire que M. Thénard avait décrite, comme un principe immédiat, sous le nom de *picromel*. — Le sucre biliaire existe dans la bile de l'homme, du bœuf et de la plupart des animaux.

Préparation On commence par traiter la bile par le sous-acétate de plomb, qui en précipite la résine biliaire, et l'on filtre; on fait ensuite passer, dans la liqueur, un courant de gaz acide sulfhydrique, on la filtre de nouveau, on l'évapore jusqu'en consistance sirupeuse et on l'abandonne à elle-même: le sucre biliaire se dépose en grains jaunâtres, qui doivent être lavés sur un filtre avec un peu d'eau froide, et exprimés entre des feuilles de papier brouillard. On le purifie en le faisant dissoudre et cristalliser à différentes reprises.

Propriétés. Le sucre biliaire est en grains incolores quand il est pur; mais il a le plus souvent une teinte jaune-brunâtre; il est inodore, doué d'une saveur sucrée, légèrement amère, et ayant de l'analogie avec celle du suc de réglisse. Il est inaltérable à l'air. Lorsqu'on le projette sur des charbons ardents, il se ramollit, se boursoufle, et brûle avec une flamme fuligineuse, en répandant une odeur de corne grillée, mêlée à une odeur aromatique. Distillé, il fournit une huile empyreumatique brune et un liquide fortement ammoniacal. L'eau et l'alcool le dissolvent facilement; il est insoluble dans l'alcool. Le sucre biliaire ne peut pas éprouver la fermentation spiritueuse.

TAURINE.

Elle a été découverte par M. Gmelin, dans la bile de bœuf.

Préparation. Après avoir décomposé la bile par l'acétate neutre de plomb, et l'avoir filtrée, on y ajoute un excès de sous-acétate de plomb qui précipite la résine biliaire (acide résino-picrométique), le sucre biliaire et la taurine; on recueille ce précipité, on le mêle avec de l'eau tiède chargée de vinaigre distillé, et on y fait passer un courant de gaz acide sulfhydrique. On filtre la liqueur, on la concentre et on l'abandonne à elle-même; elle se partage en deux couches: une supérieure aqueuse et acide que l'on doit décanter encore chaude, et une inférieure visqueuse et résiniforme. En lavant cette dernière à l'eau chaude, elle abandonne la taurine; on réunit ensuite ces eaux de lavage au liquide qui formait la couche supérieure, et on concentre le tout; la taurine cristallise lorsqu'on laisse refroidir la liqueur suffisamment concentrée.

Propriétés La taurine bien pure est cristallisée en gros prismes hexaèdres terminés par des pyramides à quatre ou six faces, doués d'une saveur piquante, et inaltérables à l'air. Chauffés dans un creuset, ils entrent en fusion et se décomposent en répandant une odeur qui rappelle celle de l'indigo. — L'eau à + 12° dissout un seizième de son poids de taurine; l'eau bouillante en dissout beaucoup plus. L'alcool concentré n'en dissout qu'une très-petite quantité, même à chaud.

URÉE.

L'urée existe dans l'urine de l'homme et

dans celle de tous les quadrupèdes; il est probable qu'elle existe dans l'urine de la plupart des animaux. On ne l'a trouvée dans aucune autre humeur, excepté dans le sang d'animaux auxquels on avait enlevé les reins.

Préparation. On peut extraire l'urée par le procédé suivant, qui a été proposé par M. Henry fils. — On traite l'urine fraîche par une petite quantité de sous-acétate de plomb qui précipite le mucus, une grande quantité d'acide urique et la plupart des sels ; on décante la liqueur et on y verse quelques gouttes d'acide sulfurique, pour précipiter tout l'oxyde de plomb ; on décante de nouveau, et on concentre rapidement la liqueur à la température de l'ébullition, en ayant soin d'y ajouter un peu de charbon animal. Lorsque le liquide a acquis une consistance sirupeuse, on le passe à travers une toile serrée, puis on le concentre de nouveau et on le laisse refroidir : la liqueur fournit, en refroidissant, une masse de cristaux aiguillés, jaunâtres, formés d'urée et de quelques substances salines. Ces cristaux sont ensuite traités par le carbonate de soude, qui en sépare l'acétate de chaux qu'ils contenaient; ainsi purifiés, on les fait digérer dans de l'alcool très-concentré, qui dissout l'urée et l'abandonne lorsqu'on distille la solution alcoolique. On recueille l'urée et on la fait cristalliser de nouveau dans l'eau, pour l'avoir bien pure.

L'urée peut être préparée artificiellement, en mettant le cyanogène en contact avec l'ammoniaque, ou bien en chauffant le cyanate d'ammoniaque cristallisé, etc.

Propriétés. L'urée, convenablement purifiée, se présente sous forme de longs prismes aiguillés, incolores, inodores, transparents, doués d'une saveur fraîche et un peu piquante, et sans action sur la teinture de tournesol. La densité spécifique de l'urée est de 1,350. — Chauffée en vases clos, elle entre en fusion à + 120°, et se décompose sous l'influence d'une chaleur plus élevée, en fournissant des produits qui varient avec la température, et qui ont été étudiés par M. Liébig et Wohler. Ainsi, un peu au-dessus de + 120°, on trouve pour résidu, dans la cornue, du cyanurate d'ammoniaque et un peu d'urée qui n'a pas subi d'altération ; à une température un peu plus élevée, ce sel se décompose, l'ammoniaque se dégage, et il reste de l'acide cyanurique dans la cornue ; en augmentant encore la chaleur, ce dernier acide se décompose, et fournit de l'acide cyanique hydraté qui se volatilise, et s'unit à l'ammoniaque : ce sel cristallise dans le récipient, et peut être transformé en urée, en le faisant dissoudre dans l'eau, et évaporant la solution.

Lorsqu'on projette l'urée sur des charbons ardents, elle se décompose instantanément en produisant des vapeurs blanches ammoniacales. — L'air ne lui fait subir aucune altération. — L'eau à + 15° en dissout un peu plus que son poids ; elle en dissout beaucoup plus à chaud. Cette solution aqueuse, abandonnée à elle-même, se décompose et donne du sesqui-carbonate et de l'acétate d'ammoniaque. — L'alcool dissout très-bien l'urée, surtout à chaud. — Lorsqu'on verse quelques gouttes d'acide azotique dans une solution d'urée un peu concentrée, il se forme immédiatement une foule de cristaux lamelleux, brillants, qui sont quelquefois si nombreux que la liqueur se prend en masse. Ces cristaux, qui sont formés par l'union de l'urée avec un excès d'acide azotique (azotate acide d'urée), sont peu solubles dans l'eau, décomposables par les alcalis, et susceptibles de détonner lorsqu'on les distille. —L'acide oxalique produit, sur la solution aqueuse d'urée, le même effet que l'acide azotique. — L'acide sulfurique faible décompose l'urée à chaud, donne naissance à une matière huileuse, à de l'acétate d'ammoniaque, et en sépare du carbone qui colore la liqueur en brun. —L'infusion de noix de galle et les alcalis ne troublent pas la solution d'urée ; cette substance ne décompose aucun sel, mais elle change le mode de cristallisation de quelques-uns d'entre eux.

Composition. D'après MM. Liébig et Wohler, l'urée est composée de 6, 71 d'hydrogène, 20, 02 de carbone, 46, 73 d'azote et 26, 54 d'oxygène; ou bien, ce qui revient au même, par les éléments du carbonate d'ammoniaque, moins 1 atome d'eau (voyez page 261), ou bien enfin par 1 at. de cyanate neutre d'ammoniaque et 1 at. d'eau.

§ III. *Principes immédiats composés de plus de quatre éléments.*

Les éléments qui viennent s'ajouter à l'hydrogène, au carbone, à l'azote et à l'oxygène, pour contribuer à la formation de quelques principes immédiats, sont le soufre et le phosphore. — Les

corps qui contiennent l'un ou l'autre de ces éléments, ou les deux à la fois, sont l'aposépédine, la céphalote, la cérébrote, l'éléencéphol, et la stéaroconote. On pourrait ajouter à cette liste l'albumine qui paraît contenir du soufre, bien que les analyses chimiques ne l'aient pas démontré. Il est probable que le caséum contient aussi du soufre, puisque l'aposépédine, qui provient de ce principe immédiat, fournit, en se décomposant, des produits sulfureux.

APOSÉPÉDINE.

L'aposépédine (de αποσηπεδων, résultat de la pourriture) a été décrite par Proust, sous le nom d'*oxyde caséeux*; c'est M. Braconnot qui lui a donné le nom qu'elle porte maintenant. C'est un des résultats de la putréfaction du caséum dans l'eau.

Préparation. On prend du fromage provenant de lait de vache coagulé et bien écrêmé, on le met pendant un mois en contact avec de l'eau, à une température de — 20 à — 25°; au bout de ce temps, on filtre la liqueur et on l'évapore en consistance mielleuse, puis on traite la masse par l'alcool qui en dissout une partie. La partie insoluble dans l'alcool est traitée par l'eau chaude qui la dissout, et le charbon animal qui la décolore ; on filtre ensuite et on soumet la liqueur à une évaporation spontanée, dont le résultat est la formation de cristaux d'aposépédine, que l'on purifie par de nouvelles cristallisations.

Propriétés. Cette substance est solide, inodore, légèrement amère, facile à pulvériser. Lorsqu'on la chauffe dans une cornue, elle se décompose complètement et fournit différents produits, parmi lesquels se trouve le sulfhydrate d'ammoniaque. Lorsqu'on la chauffe dans des vases d'argent, elle noircit ces derniers en donnant naissance à un sulfure d'argent. Elle est soluble dans l'eau et peu soluble dans l'alcool bouillant; la solution aqueuse est précipitée par l'infusion de noix de galle.

CÉRÉBROTE.

Cette matière a été désignée, en 1812, par Vauquelin, sous le nom de *matière grasse blanche du cerveau*. Plus tard M. Kuhn lui donna le nom de *myélocone* (*moelle en poudre*), à cause de sa propriété de se réduire en poudre par la dessication à une chaleur ménagée. Enfin, M. Couerbe, qui paraît l'avoir obtenue dans un plus grand état de pureté que les chimistes qui l'avaient devancé, lui a donné, en 1834, le nom qu'elle porte aujourd'hui.

Préparation. Comme la cérébrote existe dans le cerveau avec la céphalote, l'éléencéphol et la stéaroconote, et que ces quatre substances doivent être préparées en même temps, je vais décrire ici le procédé commun d'extraction. — On dépouille le cerveau de son enveloppe membraneuse, on le lave à l'eau froide pour en séparer le sang, on le malaxe et on le fait macérer à trois reprises dans l'éther froid, qui dissout une partie de la cérébrote et de la stéaroconote, à la faveur de l'éléencéphol et de la céphalote, qui s'y dissolvent également. On évapore les liqueurs, d'abord dans un appareil distillatoire, pour recueillir une partie de l'éther, puis dans une capsule. On obtient pour résidu une masse grasse, blanchâtre, qui offre d'épaisses stries gluantes, et au-dessous de celles-ci, des granulations blanches qui sont presque entièrement formées de cérébrote. — On verse sur cette masse une petite quantité d'éther qui dissout tout, à l'exception de cette portion de cérébrote. — On évapore de nouveau la solution éthérée, et l'on obtient un résidu que l'on doit épuiser par l'alcool bouillant : celui-ci dissout l'éléencéphol, la cérébrote et de la cholestérine, et laisse insolubles la stéaroconote et le reste de la céphalote. — Le mélange de ces deux dernières substances est traité à la température ordinaire par l'éther, qui ne dissout que la céphalote, et ne peut plus dissoudre la stéaroconote; on retire la première de la solution éthérée, en faisant vaporiser l'éther. Voilà donc déjà deux principes isolés.

La solution alcoolique d'éléencéphol, de cérébrote et de cholestérine, est filtrée sur du charbon animal et abandonnée à elle-même : bientôt il se dépose dans ce liquide des cristaux très-blancs, qui sont formés de cholestérine et de cérébrote; au moyen de plusieurs concentrations successives, on obtient d'autres cristaux que l'on réunit aux premiers. Lorsque l'alcool a été suffisamment affaibli par ces concentrations, il laisse déposer une huile rougeâtre qui n'est autre chose que l'éléencéphol. On sépare les cristaux de cette huile au moyen d'une légère pression dans un linge.

— Les cristaux sont ensuite traités par l'éther froid, qui dissout la cholestérine et laisse la cérébrote intacte. — Il ne reste plus qu'à isoler l'éléencéphol; pour cela, on verse dans le mélange trouble d'huile rouge et d'alcool une certaine quantité d'éther qui l'éclaircit, et on abandonne le tout à une évaporation spontanée. L'éléencéphol se précipite peu à peu au fond du liquide, et peut être enlevé avec une pipette.

Propriétés de la cérébrote. Cette substance est solide, blanche, sans action sur la teinture de tournesol, insoluble dans l'eau et dans l'éther, très-soluble dans l'alcool bouillant, qui la laisse déposer en grande partie par le refroidissement. Lorsqu'on la dessèche, elle devient translucide comme la cire purifiée; quand on la décompose par la chaleur, elle fournit des produits ammoniacaux et laisse un charbon qui contient de l'acide phosphorique. La potasse et la soude ne la saponifient pas; elle ne tache pas le papier à la manière des huiles.

Composition. La cérébrote est formée, d'après M. Couerbe, de 11,100 d'hydrogène, 67,818 de carbone, 2,332 de phosphore, 3,399 d'azote, 2,138 de soufre et 13,213 d'oxygène.

CÉPHALOTE.

Cette substance a été séparée du cerveau, en 1834, par M. Couerbe.

Préparation. (*Voy.* CÉRÉBROTE.)

Propriétés. La céphalote est solide, élastique, brune, susceptible de se ramollir par la chaleur sans devenir complètement fluide, insoluble dans l'eau, très-peu soluble dans l'alcool, même bouillant, soluble dans 25 fois son poids d'éther sulfurique, saponifiable par les alcalis, qui la transforment en acides gras.

Composition. La céphalote est composée de 10,034 d'hydrogène, 66,362 de carbone, 2,544 de phosphore, 3,250 d'azote, 1,959 de soufre et 15,851 d'oxygène (Couerbe).

ÉLÉENCÉPHOL.

La découverte de cette substance est également due à M. Couerbe.

Préparation. (*Voy.* CÉRÉBROTE.)

Propriétés. L'éléencéphol est liquide, huileux, rougeâtre, doué d'une saveur désagréable, très-soluble dans l'éther et les huiles, un peu moins soluble dans l'alcool chaud. — Sa *composition* a été trouvée semblable à celle de la céphalote.

STÉAROCONOTE.

Cette substance, découverte, en 1834, dans le cerveau, par M. Couerbe, est une matière grasse, fade, sans saveur, infusible, laissant après sa combustion un charbon acide; elle est insoluble dans l'alcool et dans l'éther bouillant, soluble dans les huiles.

Composition. La stéaroconote est formée de 9,246 d'hydrogène, 59,832 de carbone, 2,420 de phosphore, 9,352 d'azote, 2,030 de soufre et 17,120 d'oxygène (Couerbe).

Préparation. (*Voy.* CÉRÉBROTE.)

§ VI. *Principes colorants.*

Il n'y a qu'un très-petit nombre de matières colorantes animales qui aient été étudiées; ce sont: la carmine, que nous avons déjà examinée (page 362), la matière jaune de la bile et les principes colorants du sang, qui, d'après les recherches que M. Sanson a faites, il y a peu de temps, sont au nombre de quatre, savoir: une matière colorante rouge, une autre jaune, une bleue et une violette foncée.

MATIÈRE COLORANTE ROUGE DU SANG.

Cette matière, qui a été désignée sous les noms d'*hématosine*, *zoohématine*, *hémochroïne* et *globuline*, a été étudiée par une foule de chimistes, parmi lesquels on peut citer le docteur Wells, Brande, Berzélius, Vauquelin, Rose et Engelhart, Lecanu, Sanson, etc. — Brande et Vauquelin cherchèrent à établir que le sang était coloré par une matière particulière exempte de fer; MM. Berzélius, Prévost et Dumas, Rose et Engelhart admirent que le principe colorant du sang contenait du fer au nombre de ses éléments; M. Lecanu chercha à démontrer, en 1830, que la substance qui était considérée jusqu'alors comme le principe colorant du sang était composée d'albumine et d'un principe immédiat ferrugineux, auquel il proposa de donner le nom de *globuline*; enfin, en 1835, M. Sanson annonça que la globuline de M. Lecanu contenait encore de l'albumine, et qu'il était possible d'en séparer un principe colorant qui ne contenait pas un atome de fer.

Examinons d'abord l'*hématosine* de

M. Berzélius, puis nous étudierons la *globuline* de M. Lecanu, et nous terminerons en jetant un coup d'œil sur la *matière colorante pure* de M. Sanson.

A. *Hématosine.* Suivant M. Berzélius, on la connaît, comme l'albumine et le caséum, sous deux états différents: 1° soluble dans l'eau, 2° insoluble dans ce liquide.

L'hématosine *soluble* se prépare en coupant le caillot en tranches minces, que l'on dessèche entre des feuilles de papier brouillard, et que l'on triture ensuite dans une petite quantité d'eau qui s'empare de l'hématosine, et l'abandonne lorsqu'on évapore la liqueur à siccité, à une température inférieure à + 50°.— Ainsi obtenue, elle est solide, d'un noir brillant comme du jayet lorsqu'elle est en masse, sans éclat et d'une couleur briquetée quand elle est en poudre. Soumise à la distillation, elle donne des produits ammoniacaux, et laisse un charbon volumineux, léger, difficile à incinérer, dont la cendre est rouge, et contient du sesqui-oxyde de fer.— L'hématosine est soluble dans l'eau froide ; cette solution, qui est d'un rouge foncé, se décolore quand on la chauffe au-dessus de + 70°, et laisse déposer l'hématosine coagulée en flocons bruns. — L'air rend cette solution plus rouge; le chlore la décolore et la coagule; les alcalis ne lui font subir aucun changement; les acide un peu forts la précipitent en brun. Les sels des quatre dernières sections y produisent également des précipités bruns ou rouges; enfin l'infusion de noix de galle la précipite en brun.

L'hématosine *insoluble* se prépare en chauffant jusqu'à l'ébullition la solution aqueuse d'hématosine; cette substance se coagule ; on la traite ensuite par l'alcool bouillant, qui dissout la graisse qu'elle contient, puis on la lave sur un filtre, et on la fait sécher. — Elle est inodore, insipide, rouge en poudre, noire et à cassure vitreuse lorsqu'elle est en masse. — Elle éprouve, dans l'eau bouillante, et sous l'influence des acides, les mêmes changements que la fibrine. — La solution faible de potasse gonfle l'hématosine et la réduit en une gelée brune. — Distillée dans une cornue, elle fournit des produits semblables à ceux que donne l'hématosine soluble, et laisse, comme cette dernière, un charbon dont la cendre contient beaucoup d'oxyde de fer. M. Berzélius a retiré de 100 parties d'hématosine de sang humain : 1,3 de cendres qui contenaient : 0,3 de carbonate de soude et traces de phosphate de soude; 0,1 de phosphate de chaux; 0,2 de chaux; 0,1 de sous-phosphate de sesqui-oxyde de fer; 0,5 de sesqui-oxyde de fer ; 0,1 d'acide carbonique et perte.

M. Michaëlis a fait l'analyse comparative de l'hématosine du sang artériel et du sang veineux ; il a obtenu les résultats suivants :

	Sang artériel.	Sang veineux.
Azote. . .	17,253	17,392
Carbone. .	51,382	53,231
Hydrogène	8,354	7,711
Oxygène. .	23,011	21,666

Il résulterait de ces analyses que l'hématosine du sang veineux contiendrait plus de carbone, moins d'oxygène et moins d'hydrogène que celle du sang artériel. On aurait pu prévoir ces résultats *a priori*, du moins quant aux différences qui existent entre les quantités d'oxygène et de carbone ; cependant MM. Berzélius et Thénard n'ajoutent pas foi à l'exactitude de ces analyses. Selon ces chimistes, l'influence de l'air a dû être une source d'erreurs, dont M. Michaëlis n'a pas tenu compte.

MM. Macaire et Marcet fils ont fait connaître, dans un travail publié dans le numéro de décembre 1832 des *Ann. de ch. et de phys.*, une analyse comparative du sang artériel et du sang veineux, qui vient tout-à-fait à l'appui des analyses de M. Michaëlis. (*Voy.* SANG.)

On ignore complètement le rôle que joue le sesqui-oxyde de fer dans l'hématosine : bien qu'il entre dans sa composition pour un demi-centième, il est impossible d'en déceler la présence par les réactifs les plus sensibles, à moins que la matière colorante n'ait été détruite par un courant de gaz chlore: dans ce cas, le cyanure jaune de potassium et de fer produit dans la liqueur décolorée un précipité bleu caractéristique.

B. *Globuline.* M. Lecanu a démontré que l'hématosine est un composé d'albumine et d'une matière colorante à laquelle il a donné le nom de globuline. — Pour préparer cette dernière, on verse dans du sang de bœuf, battu et étendu de 4 a 5 fois son poids d'eau, un petit excès de sous-acétate de plomb, qui précipite la plus grande partie de l'albumine, les sulfates et quelques autres sels; on filtre la liqueur, et on la traite par le sulfate de soude, qui précipite l'oxyde de plomb à l'état de sulfate; on filtre de

nouveau au bout de quelques heures, et on obtient ainsi une liqueur d'un très-beau rouge qui ne retient qu'une petite quantité d'albumine On verse ensuite dans cette liqueur de l'acide chlorhydrique, qui, en s'unissant à la globuline et l'albumine, donne naissance à des flocons bruns, que l'on dessèche au bain-marie, et que l'on traite ensuite par l'alcool bouillant, qui ne dissout que le chlorhydrate de globuline; on filtre pour séparer l'albumine, qui est restée insoluble, et l'on verse avec précaution dans le liquide quelques gouttes d'ammoniaque qui s'emparent de l'acide chlorhydrique, et précipitent la globuline sous forme de flocons rouges, qui doivent être lavés à l'eau bouillante et desséchés.

La globuline diffère de l'hématosine par les caractères suivants : elle est rouge de sang à l'état d'hydrate et d'un brun rougeâtre lorsqu'elle est sèche; elle est très-soluble dans les acides et les alcalis; elle peut s'unir à l'acide chlorhydrique et former un composé soluble dans l'alcool; enfin, elle contient une grande quantité de sesqui-oxyde de fer: 100 parties de globuline, extraite du sang humain, ont donné 1,74 de cet oxyde et quelques traces de matières salines, tandis que la même quantité d'hématosine n'en fournit que 0,5.

C. *Matière colorante rouge de M. Sanson.* M. Sanson a annoncé dans une thèse, soutenue à l'Ecole de pharmacie de Paris, le 14 juillet 1835, que la globuline de M. Lecanu n'était pas encore une matière colorante pure, mais un composé d'albumine et d'un principe colorant entièrement dépourvu d'oxyde de fer. Il a décrit en même temps trois autres matières colorantes du sang. Comme ces quatre principes se préparent en même temps, je vais d'abord faire connaître leur procédé d'extraction.

Préparation des quatre matières colorantes du sang. — On commence par faire bouillir dans de l'alcool à 18° du sang de bœuf, préalablement desséché et pulvérisé : dans cette opération, l'alcool s'empare de la graisse, des sels et d'un peu d'albumine altérée. La portion de sang qui n'a pas été attaquée par l'alcool est lavée sur un filtre avec de l'eau qui dissout la matière colorante jaune. —Les eaux de lavage doivent être filtrées et évaporées; le résidu de cette évaporation est traité, à la température ordinaire, par de l'alcool à 18 degrés, qui dissout la matière jaune, des sels et un peu d'albumine; en mêlant cette solution avec de l'alcool à 36 degrés, l'albumine et la majeure partie des sels se précipitent, et la matière jaune reste en dissolution. On filtre la solution alcoolique; on l'évapore à siccité; on traite le résidu par de l'alcool à 36 degrés, qui dissout la matière jaune; on verse dans la liqueur un peu d'éther qui précipite un peu de chlorure de sodium qui avait été dissous; on filtre et on évapore. Le résidu de cette évaporation est la *matière colorante jaune*, mêlée à une très-petite quantité de lactate de soude.

Après cette série d'opérations, on reprend le sang qui a été privé de sa matière jaune et d'une partie de ses sels, par l'alcool et l'eau; on dessèche ce sang à l'étuve, et on le traite à six reprises, à la température de l'ébullition, par de l'alcool à 36 degrés. Les trois premières solutions alcooliques ne contiennent que des matières grasses : on les met de côté et on ne s'en occupe plus; les trois dernières contiennent une petite quantité de graisse verte, de la matière colorante bleue, et la portion de matière jaune qui n'avait pas été enlevée dans la première opération. On réunit ces derniers liquides, on les évapore à siccité, et on traite le résidu, d'abord par de l'eau froide, qui dissout la matière jaune, puis par de l'alcool tiède, qui enlève presque toute la matière grasse; puis enfin, et à différentes reprises, par de l'alcool bouillant et par de l'éther, qui dissolvent le reste de la graisse verte et la matière bleue. Ces derniers liquides alcooliques et éthérés sont réunis et évaporés; le résidu est traité à la température de + 40° à + 50° par de l'alcool, qui enlève la matière grasse, et n'attaque pas la *matière colorante bleue*, qui reste à l'état de pureté dans la capsule.

Le sang qui a été traité par l'alcool et l'eau pour lui enlever sa matière jaune, puis desséché à l'étuve et traité à six reprises par de l'alcool bouillant pour la préparation de la matière bleue, est repris, desséché de nouveau à l'étuve, et traité par l'acide sulfurique de la manière suivante : on verse de l'acide sulfurique concentré dans une capsule, et on en saupoudre la surface avec du sang desséché qui se prend en une pellicule d'un rose foncé, que l'on enlève sans que la température se soit sensiblement élevée; on transforme ainsi successivement tout le sang en pellicules, que l'on jette ensuite par parties dans un vase d'eau entouré d'un mélange réfrigérant. Les

pellicules de sang se contractent, durcissent et noircissent ; on les place sur un filtre et on les lave avec de l'eau jusqu'à ce que le liquide qui passe commence à prendre une teinte rose. Alors la matière qui est sur le filtre est exprimée entre des feuilles de papier brouillard, et mise en digestion pendant vingt-quatre heures dans de l'alcool : au bout de ce temps, on filtre et on met de nouveau le résidu en digestion pendant vingt-quatre heures dans de l'alcool, on filtre cette nouvelle matière, et on réunit les liquides alcooliques qui ont une couleur pourpre-brunâtre. — Ces liquides sont traités par de l'ammoniaque, qui sature l'acide sulfurique, puis évaporés dans une capsule jusqu'à ce qu'il s'y forme une matière noire brunâtre. — On met cette matière sur un filtre, on l'épuise par l'eau distillée, puis on la traite, toujours sur le filtre, par de l'alcool à 36 degrés, qui passe en acquérant une couleur rouge de sang. Après tous ces traitements, il reste encore sur le filtre une *substance brune* sur laquelle nous reviendrons tout à l'heure.

L'alcool coloré en rouge est évaporé à siccité, puis traité par l'acide chlorhydrique étendu de six parties d'eau ; cet acide prend une teinte rose foncée, et laisse un résidu brun, que l'on ajoute à la matière brune dont il vient d'être question. La liqueur acide est ensuite saturée par de l'ammoniaque, qui en précipite des flocons d'un rouge vif qui constituent la *matière colorante rouge*.

Enfin la *substance brune* est traitée à plusieurs reprises par de l'alcool bouillant, qui enlève toute la matière colorante rouge qu'elle contient, et le résidu n'est autre chose que la *matière colorante violette*.

Propriétés de la matière colorante rouge. Elle est insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther, ainsi que dans les liquides légèrement alcalins qu'elle colore en rouge de sang ; chauffée dans ces liquides alcalins, elle acquiert une couleur brune verdâtre. Les eaux acidulées et l'acide chlorhydrique concentré la dissolvent et se colorent en rose foncé. La solution alcoolique de cette matière n'est précipitée ni par le cyanure jaune de potassium et de fer, ni par l'infusion de noix de galle ; le chlore la décolore sans la précipiter. Cette liqueur évaporée et traitée par l'eau ne donne aucune trace de fer lorsqu'on la soumet à l'action des réactifs.

MATIÈRE JAUNE DU SANG.

Elle est solide, jaune-orangée, soluble dans l'eau, l'éther, l'alcool et les graisses; le chlore la décompose et la décolore. La liqueur qui résulte de cette réaction ne donne aucune trace de fer quand on la traite par le cyanure jaune de potassium et de fer, et par l'infusion de noix de galle. C'est cette matière qui colore le sérum en jaune : elle paraît avoir de l'analogie avec la matière jaune de la bile.

MATIÈRE BLEUE DU SANG.

Elle est insoluble dans l'alcool froid, l'éther et l'eau, un peu soluble dans l'alcool bouillant ; l'ammoniaque lui donne une teinte verdâtre, et l'addition d'un acide lui rend sa couleur bleue ; décolorée par le chlore, et traitée par les réactifs, elle ne donne pas de traces de fer. Il paraît qu'elle existe abondamment dans le sang des ictériques, du moins elle en a été extraite par plusieurs chimistes (Chevreul, Lassaigne, Lecanu), avant que M. Sanson en ait annoncé l'existence dans le sang à l'état normal.

MATIÈRE VIOLETTE DU SANG.

Cette matière offre cela de remarquable qu'elle fournit, après son incinération, un résidu très-considérable de sesqui-oxyde de fer. Or, comme les analyses de M. Sanson tendent à démontrer que cet oxyde n'entre pas dans la composition des trois autres principes colorants du sang, on doit en conclure que c'est dans la matière violette qu'existe tout l'oxyde de fer dont les chimistes admettaient l'existence dans l'hématosine et dans la globuline. — La matière violette est insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans les acides affaiblis, et soluble dans les acides concentrés.

PRINCIPE COLORANT JAUNE DE LA BILE.

Cette substance, que M. Thénard a décrite sous le nom de *matière jaune de la bile*, se prépare en versant quelques gouttes d'acide azotique dans de la bile de bœuf étendue de 10 fois son volume d'eau ; la matière jaune se précipite et doit être traitée par l'alcool, qui lui enlève un peu de résine qu'elle contenait. — Cette substance est solide, pulvérulente, jaune, sans saveur, sans odeur, insoluble dans l'eau, l'alcool et les huiles, et soluble dans les alcalis. Cette so-

lution, qui est d'un jaune clair lorsqu'elle est récente, passe au brun verdâtre quand on l'abandonne à l'air. Si l'on y ajoute quelques gouttes d'acide azotique, elle prend successivement, et dans l'espace de quelques secondes, les teintes verte, puis bleue, violette et enfin rouge. — Le sérum du sang et du chyle, ainsi que les liquides colorés par la bile dans l'ictère, se comportent de la même manière avec l'acide azotique.

La matière jaune existe dans la bile de presque tous les animaux, et dans la plupart des calculs biliaires de l'homme et du bœuf.

CHAPITRE IV.

Physiologie chimique animale, et histoire des différentes parties fluides et solides qui composent les animaux.

L'étude de la physiologie démontre que la fonction de la digestion est essentiellement chargée de fournir à l'économie les éléments réparateurs qui entretiennent l'existence. Les substances alimentaires introduites dans le tube digestif sont transformées en matières excrémentitielles qui sont rejetées au dehors, et en chyle qui est absorbé, puis versé dans le torrent circulatoire et changé en sang; c'est ce dernier liquide, sans cesse entretenu dans son état de pureté par l'acte de la respiration, qui donne naissance, par suite d'élaborations particulières, à tous les liquides et à tous les solides animaux. — L'ordre que nous devons suivre pour terminer la chimie animale nous est donc tout tracé par la physiologie.

SECTION PREMIÈRE.

De la digestion et de ses produits.

La digestion est la fonction par laquelle les aliments introduits dans le tube digestif sont convertis en produits propres à la nutrition; elle se compose de plusieurs fonctions partielles qui sont : la préhension des aliments, la mastication, la salivation, la déglutition, la chymification, la digestion intestinale, et l'expulsion des matières fécales.

Les aliments, après avoir été introduits dans la bouche, y sont divisés par les dents, mêlés à la salive et aux mucosités sécrétées par la membrane muqueuse buccale, et réunis en un bol qui est porté, par l'acte de la déglutition, dans l'arrière-bouche, et de là dans l'œsophage, qui le transmet dans l'estomac. Arrivé dans cet organe, le bol alimentaire s'imprègne de suc gastrique, et éprouve, pendant le séjour plus ou moins prolongé qu'il y fait, des modifications à la suite desquelles les substances alimentaires deviennent acides et sont converties en une sorte de bouillie que l'on désigne sous le nom de *chyme*. — Cette matière passe de l'estomac dans l'intestin grêle, où elle se mêle à la bile, au suc pancréatique, et aux mucosités intestinales qui y sont constamment versées; là elle subit de nouveaux changements, par suite desquels s'opère la séparation du chyle, qui est bientôt absorbé par les vaisseaux chylifères, transporté par ceux-ci dans le canal thoracique, et de là dans la veine sous-clavière ou brachiale gauche. Quant aux matières excrémentitielles, elles parcourent toute l'étendue des intestins, et elles sont rejetées au dehors.

La salive a pour effet de ramollir les aliments, de dissoudre ceux qui sont solubles dans ce liquide, et de contribuer à la réunion des autres en un *bol* susceptible de franchir le détroit de l'arrière-bouche.—L'action digestive du suc gastrique, malgré tout ce qu'on a pu en dire, est encore très-obscure. Les expériences de MM. Leuret et Lassaigne ont démontré que les aliments qui sont imprégnés de ce suc, et qui n'ont pas encore quitté l'estomac, présentent déjà des globules chyleux bien manifestes. — L'action qu'exerce la bile est aussi obscure que celle du suc gastrique. Suivant M. Brodie, lorsqu'on lie le canal cholédoque, qui apporte celle-là dans le duodénum, le chyme passe sans subir d'altération. Faut-il conclure de cette expérience qu'une des fonctions de la bile est de stimuler les bouches absorbantes des vaisseaux chylifères, et de provoquer l'absorption du chyle déjà formé dans l'estomac? — La manière d'agir du suc pancréatique est totalement inconnue. — Les mucosités intestinales ne paraissent avoir pour usage que de lubréfier la muqueuse digestive et de favoriser le glissement des matières excrémentitielles.

Les substances introduites dans le tube digestif nourrissent d'autant mieux qu'elles sont plus aptes à entrer en fermentation, que leur composition se rapproche davantage des matériaux qui contribuent à former le corps animal, et qu'elles sont

plus solubles dans l'eau et dans les acides faibles.

DU CHYME.

L'analyse du chyme a été faite, en 1813, par le docteur Marcet. Les expériences n'ont été faites que sur le chyme d'une poule d'Inde qui avait été nourrie avec des végétaux. Il était sous forme d'une matière pulpeuse, homogène, brunâtre, sans action sur la teinture de tournesol et sur le sirop de violettes, très-facilement putrescible. — Evaporé à siccité, il laissait un résidu qui, après avoir été calciné dans un creuset, a laissé, pour 1000 parties de chyme, 6 parties de matières salines contenant de la chaux et un chlorure alcalin. — Mis en macération dans l'eau, il donnait naissance à un liquide qui, après avoir été filtré, était abondamment précipité par les acides azotique et sulfurique, et était en partie coagulé par la chaleur, ce qui démontrait la présence de l'albumine. — Enfin l'acide acétique dissolvait cette matière chymeuse à la température ordinaire, et le cyanure jaune de potassium et de fer précipitait des flocons blancs de cette solution.

MM. Leuret et Lassaigne ont démontré que le chyme recueilli sur plusieurs hommes et sur un grand nombre d'animaux, rougissait constamment le papier de tournesol, et que celui que rendaient volontairement certaines personnes après leur repas était toujours acide.

De ce qui précède, il résulte que l'histoire du chyme est encore très-imparfaite.

DU CHYLE.

On n'a jamais analysé le chyle de l'homme; les essais analytiques n'ont été faits que sur celui des animaux, et surtout des chevaux et des chiens. Il est impossible d'avoir du chyle parfaitement pur; comme on ne peut se procurer que celui qui est accumulé dans le canal thoracique, et que ce canal est aussi le réservoir auquel aboutissent la plupart des lymphatiques du corps, il en résulte que le chyle est constamment mêlé à une certaine quantité de lymphe. — Pour se procurer le chyle en quantité suffisante pour l'examiner, il faut tuer un animal peu d'heures après lui avoir donné à manger, l'ouvrir immédiatement, lier la partie postérieure du canal thoracique, faire une ouverture à la partie antérieure de ce canal dans le point où il traverse le diaphragme, et recueillir le liquide qui s'écoule.

Propriétés. L'aspect du chyle est variable : tantôt il est opaque et blanc comme du lait, d'autres fois il est d'un blanc rosé, d'autres fois enfin il est demi-transparent. Suivant M. Magendie, ces différences proviennent de la nature des aliments dont l'animal était nourri. Le chyle qui provient des matières grasses végétales ou animales est d'un blanc laiteux; celui qui est fourni par des matières qui ne sont pas grasses est opalin et presque transparent. — M. le docteur Marcet, qui a analysé du chyle retiré du canal thoracique de chiens qu'il avait préalablement nourris avec des matières exclusivement animales ou bien exclusivement végétales, admet une distinction analogue : suivant ce chimiste, le *chyle végétal* est presque toujours transparent comme le sérum, tandis que le *chyle animal* est toujours laiteux. — Enfin les expériences de MM. Leuret et Lassaigne ont confirmé l'influence que les aliments exerçaient sur le chyle. Le tableau suivant fait connaître les résultats obtenus par ces physiologistes.

NOURRITURE.	COULEUR DU CHYLE.
Sucre	Limpide et rosé.
Gomme, tendons et cartilages	Blanc laiteux.
Fibrine	Limpide.
Lait	Blanc.
Pain	Grisâtre.
Viande cuite	Blanc.
Pommes de terre cuites	Limpide.
Chou cuit et graisse	Blanc laiteux.
Fromage mou	Idem.
Gomme et papier	Transparent.
Pain et viande	Terne et rosé.
Paille et foin	Limpide et rosé.

Le chyle a peu d'odeur, sa saveur est légèrement salée; il verdit le sirop de violettes.—Lorsqu'on l'abandonne à lui-même, il se coagule comme le sang, et il se sépare en deux parties, dont l'une est liquide, et l'autre solide, de consistance gélatineuse. On voit assez souvent une couche de matière grasse se rassembler à la surface de la partie liquide, surtout sur le chyle blanc laiteux. — La partie liquide est du sérum semblable à celui du sang; elle contient de 90 à 96 centièmes d'eau. Suivant MM. Tiédemann et Gmelin, elle tient en solution de l'albumine qui lui donne la propriété d'être coagulée par l'alcool, les acides et la chaleur, une matière grasse blanche qui peut être isolée par l'alcool bouillant, une matière animale soluble dans l'alcool, de la soude, du chlorure de sodium, de l'acétate de soude, du phosphate de soude et du phosphate de chaux. — La partie solide ou le *caillot* est un mélange de sérum, d'une matière grasse insoluble dans la potasse, et de fibrine qui n'a ni l'aspect fibreux, ni la force, ni l'élasticité de la fibrine du sang. (Vauquelin.)

M. Marcet a soumis à l'analyse du chyle recueilli sur des chiens nourris de matières animales ou de substances végétales : à part les différences que le genre de nourriture apportait dans l'aspect du chyle, différences qui ont été mentionnées plus haut, M. Marcet a tiré de ses expériences les conséquences suivantes : 1° La pesanteur spécifique de la portion séreuse du chyle paraît être de 1,012 à 1,021, qu'elle soit le résultat d'une nourriture animale ou d'une alimentation végétale. — 2° La quantité de résidu solide qui renferme les sels et la substance animale, et qu'on a obtenue par une évaporation à la température de l'eau bouillante, varie entre 50 et 90 parties sur 1,000. — 3° Les substances salines sont environ dans la proportion de 9 parties sur 1,000; les sels que renferment les autres fluides animaux suivent aussi cette proportion. — 4° Le chyle végétal, soumis à l'analyse, fournit trois fois plus de charbon que le chyle animal. — 5° Celui-ci est très-disposé à passer à la putréfaction, et en général cette décomposition commence à avoir lieu au bout de 3 à 4 jours, tandis que l'on peut conserver du chyle végétal pendant plusieurs semaines, quelquefois même pendant plusieurs mois, sans qu'il se putréfie. — 6° La putréfaction s'empare plus tôt du coagulum du chyle que de la partie séreuse. — 7° Le chyle animal est toujours laiteux; par le repos il s'en sépare une matière onctueuse, semblable à de la crême, et qui vient nager à la surface. Son coagulum est opaque et a une teinte rosée. — 8° Le chyle végétal est presque toujours transparent ou à peu près, comme le sérum ordinaire. Son coagulum est presque incolore et ressemble à une huître; enfin sa surface ne se recouvre pas d'une substance analogue à la crême. — 9° L'élément principal de la matière animale du chyle est l'albumine; mais le chyle animal contient en outre des globules d'une substance huileuse qui ressemble parfaitement à de la crême. — 10° En distillant le chyle à feu nu, on obtient d'abord une liqueur contenant du carbonate d'ammoniaque, ensuite une huile fixe et pesante. Le chyle animal fournit ces deux produits en plus grande proportion; mais le résidu, quel que soit le mode d'analyse, donne moins de charbon que le chyle végétal. On reconnaît très-bien l'existence du fer dans ces résidus; il y est mêlé aux substances salines et au charbon. (*Ann. de Ch. et de Ph.*, t. II, p. 52.)

Suivant MM. Leuret et Lassaigne, le chyle est constamment formé de fibrine, d'albumine, de graisse, de soude, de chlorure de sodium et de phosphate de chaux, quels que soient l'animal qui l'a fourni et la nourriture d'où il provient : les proportions seules varient. La quantité de fibrine n'est pas en rapport avec la quantité d'azote que contenaient les aliments, puisque le chyle provenant du sucre et de la gomme contenait autant et même plus de fibrine que le chyle fourni par des aliments azotés.

MM. Macaire et Marcet fils, ayant analysé comparativement le chyle du chien et celui du cheval, ont obtenu les résultats suivants :

	Chyle de chien.	Chyle de cheval.
Hydrogène. . .	6,6 . . .	6,7
Carbone	55,2 . . .	55,0
Azote.	11,0 . . .	11,0
Oxygène	25,9 . . .	26,8

Ces résultats prouvent que le chyle qui provient des mammifères herbivores offre à peu de chose près la même composition élémentaire que celui des carnassiers.

DES MATIÈRES FÉCALES.

Ces matières varient dans leur compo-

sition suivant une foule de circonstances, parmi lesquelles on peut placer en première ligne la nature et la quantité des aliments. Elles ne sont jamais complètement dépourvues de matières nutritives, et elles en contiennent d'autant plus, toutes choses égales d'ailleurs, qu'elles sont prises en moindre quantité.

Matière fécale humaine. M. Berzélius, qui en a fait l'analyse, en a retiré, sur 100 parties : eau, 73,3 ; débris de végétaux et d'animaux, 7,0 ; bile, 0,9 ; albumine, 0,9 ; matière extractive particulière, 2,7 ; matière visqueuse composée de bile un peu altérée, de matière animale particulière et de résidu insoluble, 14,0 ; sels, 1,2. — Dix-sept parties de ces sels contiennent : carbonate de soude, 5 ; chlorure de sodium, 4 ; sulfate de soude, 2 ; phosphate ammoniaco-magnésien, 2 ; phosphate de chaux, 4. Il y a aussi des traces de soufre, de phosphore, de silice et de sulfate de chaux.

Excréments des oiseaux. D'après Fourcroy et Vauquelin, ces excréments contiennent une grande quantité d'acide urique, qui en forme la partie blanche et cristalline. Cet acide provient de l'urine qui, chez ces animaux, n'est pas rejetée directement au dehors, mais est versée dans le cloaque, où elle se confond avec les matières fécales.

Excréments des quadrupèdes. MM. Macaire et Marcet, qui ont fait l'analyse des excréments du chien et de ceux du cheval, ont obtenu les résultats suivants :

	Excréments du chien.	Excréments du cheval.
Hydrogène .	5,9	6,6
Carbone. . .	41,9	38,6
Azote. . . .	4,2	0,8
Oxygène. .	28,0	29,0
Subst. minér.	20,0	25,0

Ces résultats analytiques tendraient à démontrer que les excréments des carnassiers renferment plus d'azote que ceux des herbivores.

DES GAZ INTESTINAUX.

Plusieurs chimistes se sont occupés de l'analyse des gaz intestinaux. MM. Chevreul et Magendie ont analysé ceux qui provenaient de trois individus qui venaient d'être suppliciés. Ils ont examiné séparément ceux de l'estomac, de l'intestin grêle et du gros intestin, en ayant soin de s'opposer au mélange de ces gaz et de les recueillir sous le mercure. Ils ont obtenu les résultats suivants :

Dans une première série d'expériences, faites sur le cadavre d'un jeune homme de 24 ans, qui, deux heures avant son supplice, avait mangé du pain de prison, du fromage de Gruyère et bu de l'eau rougie, on a trouvé dans l'estomac :

Gaz oxygène.	11,00
— acide carbonique. . . .	14,00
— hydrogène pur.	3,55
— azote.	71,45
Total. .	100,00

L'intestin grêle du même individu contenait :

Gaz acide carbonique. . .	24,39
— hydrogène pur.	55,53
— azote.	20,08
Total. .	100,00

Le gros intestin du même contenait :

Gaz acide carbonique. . .	43,50
— hydrogène carboné et quelques traces d'hydr. sulf.	5,47
— azote.	51,03
Total. .	100,00

Dans une seconde série d'expériences, faites sur un sujet de 23 ans, qui avait mangé les mêmes aliments et au même instant, on a trouvé dans l'intestin grêle :

Gaz acide carbonique. . .	40 00
— hydrogène pur.	51,15
— azote.	8,85
Total. . .	100,00

Le gros intestin du même individu contenait :

Gaz acide carbonique. . .	70,00
— hydrogène pur et hydrogène carboné.	11,60
— azote.	10,40
Total. . .	100,00

L'estomac ne contenait qu'une bulle de gaz qu'il a été impossible d'analyser.

Le sujet de la troisième série d'expériences était un jeune homme de 28 ans, qui, quatre heures avant d'être supplicié, avait mangé du pain, du bœuf bouilli, des lentilles et du vin rouge. Son intestin grêle contenait :

Gaz acide carbonique. . .	25,00
— hydrogène pur.	8,40
— azote.	66,60
Total. . .	100,00

Sur cet individu, le gaz du cœcum et celui du rectum ont été analysés séparément. — Le gaz du cœcum était composé de :

Gaz acide carbonique. . .	12,50
— hydrogène pur.	7,50
— hydrogène carboné. . .	12,50
— azote.	67,50
Total. . .	100,00

Le rectum contenait :

Gaz acide carbonique. . .	42,80
— hydrogène carboné. . .	11,18
— azote.	45,96
Total. . .	100,00

Quelques traces d'hydrogène sulfuré se sont manifestées sur le mercure avant l'expérience. (*Ann. de ch. et de phys*, t. II, p. 294.)

Les expériences précédentes tendent à démontrer que, chez l'homme, les gaz de l'estomac sont un mélange d'oxygène, d'hydrogène, d'azote et d'acide carbonique; que ceux de l'intestin grêle contiennent en moins l'oxygène ; que ceux du gros intestin offrent de plus que ceux de l'intestin grêle de l'hydrogène carboné et de l'hydrogène sulfuré ; enfin, que l'acide carbonique est plus abondant dans le gros intestin que dans les autres parties du tube digestif.

Lorsqu'on mène paître les bestiaux ruminants dans une pièce de trèfle ou de luzerne humide, ils sont fréquemment atteints d'une indigestion gazeuse (*météorisation*), qui consiste dans le développement rapide d'une grande quantité de gaz dans le rumen. MM Lameyran et Frémy ont analysé ces gaz, qu'ils ont retirés d'une vache au moyen de la ponction ; ils les ont trouvés composés , sur 100 parties, de 80 de gaz hydrogène sulfuré, de 15 d'hydrogène carboné et de 5 d'acide carbonique — M. Pluger (de Soleure), qui a analysé les gaz qui provenaient de deux vaches méréorisées, n'a trouvé que de l'acide carbonique et de l'oxyde de carbone.

SECTION II.

Des fluides circulatoires.

DU SANG.

Il n'est aucun liquide animal qui ait, autant que le sang, attiré l'attention des médecins, des physiologistes et des chimistes. Tous les jours de nouveaux travaux s'ajoutent à ceux que la science possédait déjà sur ce sujet, si digne d'intérêt ; et, il faut bien l'avouer, nous sommes encore loin de connaître l'histoire complète de cet important fluide.

Propriétés physiques. Il est toujours liquide pendant la vie ; sa couleur est rouge écarlate dans les artères et rouge brune dans les veines ; il est doué d'une odeur fade et d'une saveur légèrement salée; la pesanteur spécifique du sang humain est de 1051 pour le sang veineux et de 1049 pour le sang artériel ; la température du premier est de 31° Réaumur, et celle du second est de 32° Réaumur.

Propriétés chimiques. Exposé à la température de l'eau bouillante, le sang se coagule ; le coagulum est d'un brun violet, et donne par sa calcination un charbon volumineux qui est difficile à réduire en cendres. — Abandonné à lui-même, il ne tarde pas à se prendre en une masse qui, au bout de quelque temps, se sépare spontanément en deux parties: l'une supérieure, liquide, jaunâtre, à laquelle on a donné le nom de *serum ;* l'autre inférieure, solide, de consistance gélatineuse, colorée en rouge, et désignée sous les noms de *caillot*, *cruor* et *insula*. Le sérum est composé d'eau tenant en solution de l'albumine, la matière colorante jaune et des substances salines ; le caillot contient de la fibrine, les matières colorantes, de la matière grasse, un peu de sérum et des sels. Cette coagulation a lieu sans qu'il y ait élévation de température (Hunter et J. Davy) ; elle paraît tenir à ce que le sang sorti de la veine est privé de la vie, qui tenait la fibrine et l'hématosine en suspension dans ce liquide. — Si on agite le sang, au lieu de l'abandonner dans un repos complet à sa sortie de la veine, il perd la propriété de se coaguler spontanément, et il abandonne une partie de sa fibrine, qui se dépose sous forme de longs filaments qui s'attachent au corps avec lequel on agite ce liquide.

Lorsqu'on met le sang veineux, dépouillé d'une partie de sa fibrine, en contact avec différents gaz, et qu'on l'agite dans ceux-ci, il acquiert les teintes suivantes : avec l'oxygène et l'air atmosphérique, une couleur rouge-rose ; — avec l'ammoniaque, une couleur rouge-cerise ; — avec l'oxyde de carbone, le bi-oxyde d'azote et l'hydrogène carboné, il devient rouge un peu violet ;

— avec l'acide carbonique, il acquiert une teinte plus brune ; — avec l'hydrogène arséniqué et l'hydrogène sulfuré, il devient violet foncé, et passe peu à peu au brun verdâtre ; — l'acide chlorhydrique le fait passer au brun marron et le coagule ; — l'acide sulfureux le coagule également et le rend brun noir ; — enfin, le chlore le fait devenir brun noirâtre.

La potasse et la soude rendent le sang plus fluide et s'opposent à sa coagulation : cet effet est dû à l'action dissolvante que ces alcalis exercent sur la fibrine. — La plupart des acides produisent une action contraire ; pour peu qu'ils soient forts, ils s'unissent à l'albumine et coagulent le sang. L'acide sulfurique, tout en opérant l'effet qui vient d'être signalé, donne lieu au dégagement d'une odeur, qui varie selon l'espèce d'animal qui a fourni le sang, et qui, selon M. Baruel, offre une analogie parfaite avec l'odeur que répand l'animal en santé ; de sorte qu'avec un peu d'habitude, il est possible de connaître quelle est l'espèce d'animal qui a fourni un échantillon quelconque de sang. Si ce caractère était exact, il serait très-précieux dans certains cas de médecine légale ; malheureusement les expériences de M. Couerbe et celles de M. Soubeyran, tout en constatant le fait de l'exhalaison d'odeur sous l'influence de l'acide sulfurique, paraissent avoir démontré que cette odeur n'est pas assez caractéristique pour que l'on puisse affirmer que le sang provient de telle ou telle source.

Presque tous les sels des cinq dernières sections précipitent le sang : l'alcool produit un effet analogue, en s'emparant de l'eau qui tient l'albumine et la fibrine en dissolution.

Des globules du sang. — MM. Prévost et Dumas ont démontré, en 1821, que le sang, examiné au moyen d'un microscope capable de grossir 2 ou 300 fois les objets, perd son apparence d'homogénéité, et paraît se composer d'un liquide clair et transparent (sérum) tenant en suspension des particules dont la forme et les dimensions varient suivant la nature de l'animal, mais qui sont constamment formées d'un corps central, blanc et transparent, qui est lui-même entouré d'un sac membraneux coloré en rouge. — Ces particules, auxquelles on a donné le nom de *globules du sang*, sont sphéroïdales chez les mammifères, et elliptiques chez les poissons et les oiseaux. — Les dimensions de ces globules ont été calculées par MM. Prévost et Dumas, pour un certain nombre d'animaux : chez l'homme, le chien, le lapin, le cochon, etc., leur diamètre réel est égal à $\frac{1}{150}$ de millimètre ; il est de $\frac{1}{171}$ chez le chat et la souris ; de $\frac{1}{107}$ chez l'âne ; de $\frac{1}{200}$ chez le cheval, le mulet, le bœuf et le mouton ; de $\frac{1}{188}$ chez la chèvre. Chez les animaux à globules elliptiques, les deux diamètres ont été calculés. — Si l'on observe la circulation au microscope pendant la vie d'un animal, on aperçoit dans les vaisseaux capillaires une quantité innombrable de ces globules, qui les parcourent en tous les sens, en passant des capillaires artériels dans les capillaires veineux de la grande circulation, et en prenant des formes qui varient selon la nature des obstacles qu'ils rencontrent.

Considéré sous le rapport physiologique, le sang peut donc être regardé comme formé de sérum et de globules : dans un grand nombre de circonstances, il est important de connaître la quantité relative de ces deux parties constituantes du sang ; voici comment on peut y arriver. Le sang, abandonné à lui-même, se sépare spontanément en sérum et en caillot ; or, ce dernier est formé des globules agglomérés, et retenant entre eux une partie du sérum. En desséchant ce caillot, pesé d'avance, on obtient pour résidu les globules et les matières solides que le sérum tenait en dissolution : pour connaître la proportion de ces matières, il faut évaporer le sérum séparé spontanément du sang ; on obtient ainsi le rapport de l'eau et des matières solides qu'il contient. Ce rapport étant connu, il est facile d'en déduire, par le calcul, la quantité de matières solides que devait renfermer la proportion d'eau qui s'est évaporée du caillot ; retranchant cette quantité du poids du caillot desséché, il reste le poids des globules. C'est au moyen de ce procédé que MM. Prévost et Dumas ont obtenu les résultats exposés dans le tableau suivant, que j'ai extrait du Traité de chimie de M. Thénard :

NOM de L'ANIMAL.	TEMPÉRATURE moyenne DE L'ANIMAL.	10,000 PARTIES DE SANG CONTIENNENT		
		Globules.	Albumine et sels solubles.	Eau.
Poule	42°,0	1557	469	7974
Pigeon	41,5	1571	630	7799
Canard	42,5	1501	847	7652
Corbeau	»	1466	564	7970
Héron	41	1326	592	8082
Singe	35,5	1461	779	7760
Homme	39	1292	869	7839
Cochon d'Inde	38	1280	872	7848
Chien	37,4	1238	655	8107
Chat	38,5	1204	843	7953
Chèvre	39,2	1020	834	8146
Veau	»	912	828	8260
Lapin	38	938	683	8379
Cheval	36,8	920	897	8183
Mouton, sang artériel.	38	935	772	8293
Mouton, sang veineux.	»	861	775	8364
Truite	»	638	725	8637
Lote	Celle du milieu ambiant.	481	657	8862
Grenouille	9° dans une eau à 7° 5.	690	464	8846
Tortue	Celle de l'air.	1506	806	7688
Anguille		600	940	8460

Parmi les résultats consignés dans ce tableau, il est à remarquer que le sang artériel et le sang veineux du mouton ont été analysés séparément, et que le premier s'est trouvé beaucoup plus riche en globules que le second. — On voit également que le sang contient d'autant plus de globules que la température moyenne des animaux est plus élevée ; sous ce rapport, les oiseaux tiennent le premier rang, les mammifères le second et les animaux à sang froid le troisième. Parmi les mammifères, les carnivores, dont la température moyenne est plus élevée que celle des herbivores, ont aussi le sang plus riche en globules.

Analyse. L'analyse du sang consiste, 1° à abandonner ce liquide à lui-même pour opérer sa séparation en caillot et en sérum, que l'on sépare l'un de l'autre par la décantation ; 2° à diviser le caillot en plusieurs portions, afin de pouvoir apprécier sur l'une la quantité de fibrine, en la lavant dans un nouet de linge jusqu'à ce qu'elle soit entièrement décolorée, et sur une autre, la proportion d'hématosine, en absorbant par du papier brouillard tout le sérum qu'elle contient, et soustrayant de son poids celui de la fibrine desséchée qui doit s'y trouver ; 3° à procéder à l'examen du sérum, examen qui consiste à faire évaporer ce liquide jusqu'à siccité pour connaître la proportion d'eau, puis à traiter par l'eau le résidu, préalablement réduit en poudre, afin de dissoudre les sels solubles et d'isoler l'albumine : et enfin à traiter celle-ci par l'alcool bouillant, qui la débarrasse de la matière grasse, et à essayer, par les réactifs ordinaires, la dissolution aqueuse pour connaître la nature des sels qu'elle contient.

Dans l'état actuel de la science, on peut considérer le sang comme composé des éléments suivants : eau, albumine, fibrine, quatre matières colorantes, une rouge, une jaune, une bleue et une violette foncée, subrubrine, séroline, matière grasse phosphorée et azotée, se rapprochant beaucoup de la cérébrote, cholestérine, savon mou qui paraît être un oléate et un margarate de soude, urée, dont la présence ne devient manifeste que chez les animaux auxquels on a enlevé les reins ; enfin soude et différents sels, qui sont : les chlorures de sodium et de potassium, les carbonates de potasse et de soude, les phosphates et les sulfates des

mêmes bases, les phosphates de chaux, de magnésie et de fer.

Plusieurs chimistes ont trouvé dans le sang des matières que d'autres chimistes y ont vainement cherchées, ou qui ne paraissent être que des combinaisons des principes qui existent manifestement dans ce fluide. Ainsi, M. Lecanu a signalé, en 1830, l'existence d'une matière huileuse, qui ne paraît être qu'un composé de matière grasse phosphorée, de savon et de cholestérine. — Suivant M. Rées, le sang incinéré fournirait de l'acide titanique. — De Haen et Deyeux y admettaient l'existence de la gélatine. — Ce dernier et Parmentier avaient signalé la présence d'une matière particulière à laquelle ils avaient donné le nom de *tomelline*. — Selon Proust, le sang renfermerait de l'ammoniaque, du soufre à l'état de sulfhydrate, du benzoate de soude et de la bile. — Trail a parlé d'une matière huileuse, qui existerait dans les proportions de 4,5 pour 100. — Enfin M, Berzélius a annoncé, en 1830, qu'il avait trouvé de l'acide butirique dans le sang.

M. Lecanu a recherché si le sexe, l'âge et le tempérament n'apportaient pas quelques différences dans la proportion des principes constituants du sang; ses expériences, faites sur le sang de dix hommes et de dix femmes, tous dans l'état normal, l'ont conduit à reconnaître que la proportion de sérum était plus grande chez les femmes que chez les hommes, et, pour le même sexe, chez les individus lymphatiques que chez ceux qui sont doués d'un tempérament sanguin; la proportion de fibrine, d'albumine et de globuline est, au contraire, moins grande chez les femmes et chez les individus lymphatiques; dans les limites de 20 à 60 ans, il n'y a aucune relation entre les proportions de ces principes et l'âge des individus. — Suivant Fourcroy, le sang du fœtus humain contient beaucoup de sérum, un peu de fibrine molle, de la gélatine, de la bile et de la soude.

Les analyses comparatives du sang artériel et du sang veineux ne sont pas nombreuses. M. Lassaigne a cru pouvoir conclure de ses expériences sur les deux espèces de sang d'un chien, qu'il existe à peine quelques différences entre ces deux fluides. — MM. Macaire et Marcet fils, qui ont fait l'analyse élémentaire du sang de mouton, de lapin, de cheval, de bœuf, de chien, ont trouvé que ces liquides donnaient, à peu de choses près:

	Sang arteriel.	Sang veineux.
Hydrogène.. .	6,6	6,4
Carbone . . .	50,2	55,7
Azote.	16,4	16,2
Oxygène. . . .	26,3	21,7

De ces expériences, il faut conclure qu'en ne s'occupant que de l'analyse élémentaire, on arrive à la connaissance de ce fait important, que le sang veineux contient autant d'azote, plus de carbone, un peu moins d'hydrogène et beaucoup moins d'oxygène que le sang artériel.

J'ai déjà fait remarquer (*tableau* de la page 460) que MM. Prévost et Dumas, en faisant l'analyse comparative du sang artériel et du sang veineux du mouton, avaient constaté que le premier était plus riche en globules que le second : des expériences faites par les mêmes chimistes, sur les deux espèces de sang des chats et des chiens, les ont conduits à des résultats analogues, toutes les fois que le sang artériel a été extrait le premier; mais dans une expérience où le sang veineux a été retiré vingt-quatre heures avant le sang artériel du même animal, ce dernier contenait un peu moins de globules que le sang veineux. MM. Prevost et Dumas ont toujours vu la quantité des globules diminuer à mesure que l'on affaiblissait l'animal par de nouvelles saignées. Dans une expérience faite sur un chat robuste, 10,000 parties de sang veineux, retirées de la jugulaire externe, ont fourni 1163 parties de globules, tandis qu'une quantité égale de sang, extrait *cinq minutes après* de la même veine du même animal, n'a fourni que 935 parties de globules.

Du sang humain dans différentes maladies. Jusqu'ici les analyses chimiques ont peu éclairé la nature des modifications que le sang subit dans les diverses maladies dont l'homme peut être atteint; les médecins expérimentés sont arrivés à des résultats bien plus positifs, par le simple examen des propriétés physiques du sang, de la forme, de la nature et de la consistance du caillot, de la présence et de l'absence de la *couenne inflammatoire*, de la résistance que celle-ci offre lorsqu'on veut la déchirer, de la quantité relative du sérum et du caillot, etc. Nous connaissons tels médecins qui, à la simple vue d'une palette de sang extraite depuis vingt-quatre heures, reconnaissent, dans beaucoup de cas, la

nature de la maladie dont se trouve atteint l'individu qui l'a fourni. Mais nous ne devons pas nous occuper ici de ces modifications dont l'étude rentre dans le domaine de la pathologie. — Voyons cependant ce que l'analyse chimique nous a appris.

Parmentier et Deyeux ont examiné le sang de personnes atteintes de différentes maladies, et ils ont reconnu : 1° que dans les *fièvres inflammatoires* (1), le sang abandonné à lui-même se recouvrait d'une croûte d'un blanc jaunâtre désignée sous le nom de *couenne* et qui leur a paru être analogue à la fibrine : cette même couenne analysée par Fourcroy; Vauquelin et M. Thénard, a paru composée de fibrine et d'albumine concrète ; — 2° que dans la *fièvre putride*, le sang se recouvrait rarement de cette couenne. — 3° que dans le *scorbut*, le sang contient peu de fibrine, a une odeur particulière, et contient de la matière albumineuse altérée, qui ne se coagule pas aussi facilement que l'albumine ordinaire. Fourcroy a aussi remarqué que le sang, tiré des gencives d'un scorbutique, n'offrait point de fibrine, devenait noir par le refroidissement, restait fluide et laissait déposer quelques flocons de consistance gélatineuse. — Le sang des individus atteints de *diabétès* a été examiné par plusieurs chimistes ; Rollo avait avancé qu'il contenait du sucre ; les recherches de Nicolas et Guedeville, de Wollaston, de Vauquelin et de MM. Henri fils et Soubeyran, ont démontré que cette observation était inexacte.—MM. Nicolas et Guedeville ont annoncé avoir constaté que ce sang contenait beaucoup plus de sérum et beaucoup moins de fibrine que dans l'état sain, tandis que, suivant MM. Henry fils et Soubeyran, le sang des diabétiques contiendrait plus de fibrine et d'albumine que le sang ordinaire. — On voit qu'ici tout se contredit. — Le sang des *ictériques* a aussi été le sujet des recherches d'un grand nombre de chimistes. Les uns prétendent, et M. Thénard appuie cette opinion de son imposante autorité, que ce sang ne contient aucun des matériaux de la bile, et que ce n'est que du sang ordinaire, coloré en jaune par une très-petite quantité d'une matière colorante particulière qui, dans cette maladie, s'épanche dans tous les tissus. — M. Lassaigne, ayant fait l'analyse du tissu cutané, du sang et de la sérosité épanchée dans le thorax de plusieurs enfants nouveau-nés atteints d'ictère, annonça, en 1826, que la substance qui colorait ce tissu et ces fluides jouissait de la *plupart* des propriétés de la matière colorante de la bile, mais que les autres éléments de celle-ci ne s'y trouvaient point. — Un grand nombre d'autres chimistes prétendent que le sang contient toujours, sinon de la bile, du moins une partie des éléments de ce liquide. — M. Chevreul a retiré du sang de plusieurs enfants atteints d'ictère, les deux principes colorants jaune et bleu qui existent dans la bile humaine ; ce sang renferme manifestement une proportion moindre de matière colorante rouge : ainsi, d'après M. Lecanu, 1000 parties de ce fluide ne renfermaient que 77 parties de matière colorante rouge, tandis que, chez deux sujets non ictériques, la même quantité de sang en contenait 128 parties.

Sang laiteux. M. Caventou, qui a examiné un liquide blanc, laiteux, retiré de la veine d'un malade soigné par M. le docteur Gendrin, a reconnu que ce liquide ne renfermait que quelques globules de matière colorante, et qu'il ne contenait ni albumine ni fibrine. — M. Lecanu a fait, en 1835, l'analyse d'un échantillon de sang retiré de la veine médiane basilique d'un malade soigné par M. le docteur Simon, et qui, entre autres symptômes, présentait des crampes et une extrême difficulté à respirer. Ce sang était opaque et blanc, légèrement rosé : il contenait, sur 1000 parties, 794 d'eau, 64 d'albumine, 117 d'une matière grasse formée par un mélange de savon acide, de cholestérine, d'oléine, de margarine et de stéarine, et enfin 25 de sels et de substances extractives. Il n'y avait presque plus de traces de fibrine et de matière colorante. — M. Christisan a signalé un fait semblable en 1830.

Sang des animaux. Chez les mammifères et les oiseaux, le sang paraît être de la même nature que celui de l'homme. M. Berzélius, qui a analysé le sang de bœuf, l'a trouvé composé des mêmes principes que celui de l'homme et à peu près dans les mêmes proportions ; Parmentier et Deyeux pensent que ce sang renferme, en outre, un principe volatil odorant, dont les réactifs ne peuvent déceler la présence ; suivant M. Vogel, le même li-

(1) Le mot de *fièvre inflammatoire* est bien vague ; est-il question ici de toutes les phlegmasies susceptibles de donner lieu à un mouvement fébrile?

quide contient du soufre et de l'acide carbonique. — Le sang des animaux à sang froid a été trop peu examiné pour qu'il soit possible d'en faire l'histoire. — D'après M. Morin, le sang de poisson contient une huile grasse, brune, ayant l'odeur du poisson, une matière grasse non acide d'une odeur rance, de l'osmazôme, de l'acétate de soude, du chlorure de sodium, du phosphate de chaux, un principe colorant rouge, ferrugineux, mais différent de la matière colorante rouge du sang des mammifères; enfin, une matière animale très-soluble dans les alcalis et les acides.

Usages économiques du sang. Le sang de porc est employé à faire du boudin; celui du bœuf sert dans les raffineries de sucre, pour la clarification des sirops; il sert aussi pour la préparation du cyanure de potassium et par conséquent du bleu de Prusse.

DE LA LYMPHE.

La lymphe est un liquide qui circule dans les vaisseaux lymphatiques; ces vaisseaux semblent partir des capillaires artériels et aboutissent presque tous dans le canal thoracique, où le fluide qu'ils charrient se confond avec le chyle. Pour se procurer la lymphe aussi pure que possible, il faut l'extraire d'un animal que l'on a fait jeûner depuis vingt-quatre heures au moins.

Propriétés. La lymphe est sous forme d'un liquide transparent, incolore ou légèrement coloré en rose, d'une odeur spermatique, d'une saveur salée, d'une pesanteur spécifique de 1,022; elle ne rougit pas la teinture de tournesol; lorsqu'on l'évapore, elle laisse un petit résidu qui verdit légèrement le sirop de violettes. Quand on abandonne une portion de lymphe à elle-même, elle se prend en masse, acquiert une couleur rosée plus foncée, et ne tarde pas à se séparer en deux parties, une liquide et une solide : cette dernière, que l'on peut considérer comme une espèce de caillot, devient rouge écarlate lorsqu'on la met en contact avec du gaz oxygène, et rouge pourpre quand on la soumet à l'action de l'acide carbonique (Magendie). L'eau se mêle à la lymphe en toute proportion; l'alcool la rend trouble.

Composition. M. Chevreul, qui a analysé la lymphe d'un chien, l'a trouvée composée, sur 1000 parties, de : eau 926, 4, fibrine 4, 2; albumine 61, 0; chlorure de sodium 6, 1; carbonate de soude 1, 8; phosphate de chaux, de magnésie et carbonate de chaux, 0, 5. — La lymphe du cheval, extraite des vaisseaux lymphatiques du cou par MM. Leuret et Lassaigne, a fourni à l'analyse des résultats à peu près analogues; 1000 parties de cette lymphe contenaient : eau 925; albumine 57, 36; fibrine 3, 30; chlorures de sodium et de potassium, soude et phosphate de chaux, 14, 34.

SECTION III.

De la respiration et de la chaleur animale.

Le sang artériel, poussé par l'action du ventricule gauche du cœur jusque dans les dernières ramifications des artères, cède aux organes une portion de ses principes, et fournit ainsi tous les matériaux de la nutrition et des diverses sécrétions; modifié dans sa nature et dans ses propriétés physiques, il passe dans les capillaires veineux, et de là dans les veines qui le rapportent au cœur et le versent dans l'oreillette droite de cet organe, après avoir reçu, chemin faisant, le chyle et la lymphe, par l'intermédiaire du canal thoracique qui aboutit à la veine sous-clavière gauche. De l'oreillette droite, le mélange de sang veineux, de lymphe et de chyle, passe dans le ventricule droit, qui l'envoie immédiatement dans les poumons, organes chargés de l'importante fonction de revivifier le sang, de lui rendre les qualités qu'il a perdues pendant l'acte de la nutrition; en un mot, de le transformer en sang artériel. C'est cette fonction qui a reçu le nom de *respiration*.

PHÉNOMÈNES CHIMIQUES DE LA RESPIRATION.

Outre les vaisseaux qui apportent le sang veineux aux poumons, et ceux qui reportent au cœur ce fluide transformé en sang artériel, les poumons contiennent encore une multitude de vaisseaux aériens qui résultent de la division et subdivision des bronches, qui ne sont elles-mêmes que la continuation de la trachée-artère. L'air atmosphérique pénètre dans les poumons pendant l'*inspiration*, parcourt cet organe dans tous les sens, agit sur le sang veineux à travers les minces pellicules qui le séparent de ce fluide aux extrémités des ramifications bronchiques et dans la trame de l'organe; enfin l'air, après avoir agi chimiquement sur le sang et avoir subi lui-même des modifications dans sa nature,

est expulsé des poumons par l'*expiration*, et bientôt remplacé par une nouvelle quantité d'air pur, qui donne lieu à son tour au même ordre de phénomènes.

On a su de tout temps que la respiration de l'air était indispensable à la vie; que cet air, lorsqu'il était limité dans un espace étroit, s'altérait bientôt s'il servait à la respiration de plusieurs animaux, et qu'il ne tardait pas à devenir impropre à cet acte et à occasionner la mort. Mais ce n'est que depuis que l'on connaît la composition de ce fluide, que sa manière d'agir dans la respiration nous est connue; c'est aux recherches de Priestley, de Lavoisier et de Schéele que l'on doit les premières données un peu précises sur cet intéressant sujet.

Lorsqu'on veut faire des recherches sur les changements que l'air atmosphérique éprouve par la respiration, on peut se servir du *manomètre* de Berthollet, instrument qui consiste en un bocal de verre à large ouverture, d'une capacité de 7 à 8 litres, fermé supérieurement par une garniture en cuivre qui est percée de deux ouvertures donnant passage, l'une à un tube recourbé en S, dans la courbure inférieure duquel on met une petite quantité de mercure destiné à faire connaître la force élastique de l'air intérieur; l'autre à un tube pourvu d'une capsule et d'un robinet, sur lequel on peut visser un tube gradué rempli d'eau. Dans l'intérieur du bocal se trouve un thermomètre destiné à faire connaître la température de l'air pendant l'expérience. — On place un petit animal dans cet appareil, puis on ferme toute communication avec l'air extérieur au moyen de la garniture en cuivre que l'on visse sur le bocal; lorsque l'expérience a duré assez long-temps, on ouvre le robinet qui fait communiquer l'intérieur du bocal avec le tube gradué rempli d'eau : celle-ci tombe dans le bocal et se trouve remplacée par un volume égal de l'air qui a été respiré par l'animal, et dont on fait l'analyse par les moyens ordinaires. — M. Edwards a fait observer que dans les expériences de cette nature, indépendamment des précautions relatives à la mesure et nécessaires à toute expérience physique ou chimique, il y en a de particulières et qui dépendent de l'organisation des animaux. En effet, les poumons de ceux-ci renferment de l'air formé de proportions différentes de celles de l'air atmosphérique; il est donc indispensable que la quantité d'air à respirer pendant la durée de l'expérience soit en proportion telle, que l'air qui sort des poumons n'altère pas trop celui qui doit à son tour pénétrer dans ces organes; car alors la condition de l'animal s'éloignerait trop de celle dans laquelle il se trouve lorsqu'il respire à l'air libre, et les souffrances qu'il éprouverait pourraient devenir une source d'erreurs dans les résultats.

La quantité d'air expiré est à peu près égale à celle qui a été inspirée; ce fluide présente les modifications suivantes : 1° il est mêlé à une certaine quantité de vapeur d'eau que l'on désigne sous le nom de transpiration pulmonaire, et que M. Collard de Martigny a trouvée composée, sur 1,000 parties, de 907 d'eau tenant en dissolution 90 parties d'acide carbonique et 3 parties de matière animale; 2° il contient moins d'oxygène et plus d'acide carbonique que l'air inspiré; d'après M. Dulong et M. Edwards, la quantité de ce dernier gaz est parfois à peu près égale à celle de l'oxygène qui disparaît, tandis que dans d'autres cas elle ne représente que la moitié ou le tiers de ce dernier gaz. Selon M. Desprets, outre la proportion d'oxygène nécessaire à la formation de l'acide carbonique qui fait partie de l'air expiré, il disparaît encore une quantité quelquefois très-considérable d'oxygène qui paraît être employée à la combustion d'une partie de l'hydrogène du sang veineux, et par conséquent, à la formation d'une portion de la transpiration pulmonaire; — 3° l'air expiré contient de l'azote, dont la proportion n'est pas toujours la même; Lavoisier, Allen et Pegys regardent la quantité de ce gaz comme égale à celle que contient l'air inspiré; Spallanzanis, MM. de Humbold et Provencal, et sir H. Davy ont trouvé moins d'azote dans l'air sorti des poumons que dans l'air atmosphérique; Berthollet, Nysten et M. Dulong en ont trouvé davantage. Selon M. Edwards, la diversité de ces résultats chez les oiseaux et les reptiles tient à la nature de leurs fonctions qui varient selon les époques de l'année; le même chimiste a conclu de ses expériences que pendant la respiration une portion de l'azote de l'air est aborbée, et se trouve remplacée par une autre portion du même gaz exhalée directement du sang : en effet, si l'on fait respirer à un animal de l'oxygène pur, ou bien une atmosphère artificielle compo-

sée de 79 parties d'hydrogène et de 21 parties d'oxygène, on trouve toujours de l'azote dans les produits de la respiration; dans ce dernier cas il y a aussi absorption de l'hydrogène en quantité à peu près égale à celle de l'azote qui a été exhalé. De ces expériences on doit conclure que la différence que l'on observe, dans les circonstances ordinaires, entre les quantités de l'azote de l'air atmosphérique et de l'air expiré, provient du rapport qui existe entre l'absorption et l'exhalation de ce gaz.

Quel est le rôle que joue l'air dans la respiration? Lorsque Lavoisier et Laplace eurent appris quels étaient les changements que ce fluide élastique éprouvait dans cet acte, ils admirent que l'air, en agissant sur le sang veineux dans l'intérieur des poumons, enlevait à ce liquide, par son oxygène, une portion de carbone et d'hydrogène qui formaient l'acide carbonique et la vapeur d'eau que l'on rencontre dans l'air expiré, et que le sang veineux, privé d'une partie de son carbone et de son hydrogène, passait immédiatement à l'état de sang artériel.

Il est prouvé maintenant que le phénomène n'est pas aussi simple que Lavoisier et Laplace l'avaient pensé; les expériences de M. Edwards tendent à démontrer que l'acide carbonique que l'on trouve dans l'air expiré ne provient pas directement de la combustion du carbone du sang par l'oxygène de l'air, mais qu'il est exhalé par ce liquide; M. Edwards est arrivé à cette conclusion en plaçant des grenouilles dans de l'hydrogène pur et en les y abandonnant pendant plusieurs heures; ces animaux laissaient exhaler une certaine quantité d'acide carbonique qui ne pouvait provenir de l'air préexistant dans les poumons, puisqu'on avait soin, avant de commencer les expériences, de vider ces organes aussi complètement que possible en pressant les flancs de ces animaux. M. Edwards a tiré de ses expériences les conclusions suivantes :

« L'oxygène qui disparaît dans la respiration de l'air atmosphérique est absorbé en entier; il est ensuite porté en tout ou en partie dans le torrent de la circulation. — Il est remplacé par une quantité plus ou moins semblable d'acide carbonique qui provient en tout ou en partie de celui qui est contenu dans la masse du sang. »

En résumé : 1° comme l'air atmosphérique et l'oxygène sont les seuls gaz capables d'opérer la transformation du sang veineux en sang artériel, il est de la dernière évidence que le changement de couleur du sang veineux dans l'intérieur des poumons dépend du contact médiat de ce liquide avec l'oxygène de l'air; ce changement porte principalement sur l'enveloppe extérieure des globules du sang, qui est la seule partie qui soit colorée; mais on ignore si l'oxygène agit sur le principe colorant, ou sur le carbone, ou bien si ces deux effets se produisent en même temps. — 2° La transpiration pulmonaire est peut-être produite en partie par la combustion d'une portion d'hydrogène du sang au moyen de l'oxygène de l'air; mais il est très-probable qu'une partie de la matière de cette transpiration provient d'une portion du *sérum* qui s'échappe des dernières divisions de l'artère pulmonaire. — 3° La source de l'acide carbonique est encore obscure: peut-être ce gaz provient-il de la combustion du carbone du sang par l'oxygène de l'air; peut-être ne reconnaît-il pour origine qu'une simple exhalation; peut-être enfin est-il fourni par ces deux sources.

Quoiqu'il en soit, l'air est indispensable à la respiration de toutes les espèces d'animaux; les poissons ne respirent dans l'eau que par l'oxygène que ce liquide tient en solution; si on vient à l'en priver par l'ébullition ou par l'exposition de l'eau dans le vide de la machine pneumatique, ces animaux ne tardent pas à mourir. Ce fait a été mis hors de doute par MM. de Humboldt et Provençal, qui ont également constaté que, pendant la respiration des poissons, il y avait production d'acide carbonique, et absorption d'oxygène et d'azote. — Vauquelin a prouvé que les insectes et les vers respirent comme les animaux à sang chaud, en produisant une grande quantité d'acide carbonique.

D'après l'estimation de M. Menzies, un homme de taille et de force moyenne consomme 850 décimètres cubes d'air en 24 heures. Selon Davy, cette quantité n'est que de 745 décimètres cubes. Or, comme l'oxygène entre dans la composition de l'air dans le rapport de $\frac{21}{100}$, un homme rend tous les jours trois mètres et demi cubes d'air impropres à la respiration. L'équilibre entre les principes constituants de l'air serait donc bientôt rompu, si, par une admirable prévoyance de la nature, les végétaux ne

décomposaient pas l'acide carbonique à mesure qu'il se produit, et n'absorbaient pas le carbone en restituant à l'air l'oxygène qu'il perd à chaque instant.

DE LA CHALEUR ANIMALE ET DE SES SOURCES.

Long-temps avant la création de la physique et de la chimie expérimentales, les physiologistes avaient remarqué que l'homme et les autres êtres vivants avaient une chaleur propre sans laquelle ils ne pouvaient exister. Ce phénomène leur avait paru si extraordinaire qu'ils l'avaient considéré comme une propriété vitale qu'ils nommaient *caloricité*, et à laquelle ils attribuaient la double faculté de repousser l'excès de calorique qui tendait à pénétrer dans les êtres vivants, et de conserver la chaleur naturelle de ces êtres lorsqu'ils se trouvaient exposés à une température plus basse que celle qui leur était propre.

Quoi qu'il en soit de l'opinion des anciens physiologistes, il est un fait généralement avéré, c'est que les êtres organisés semblent faire exception aux lois générales de la distribution du calorique, puisqu'ils ne sont presque jamais à la température des milieux dans lesquels ils vivent. L'homme en particulier peut exister sous le climat brûlant du tropique et dans les régions glacées des pôles, sans que sa température ordinaire varie d'un grand nombre de degrés, bien qu'entre ces deux climats extrêmes il y ait plus de 100 degrés thermométriques. Il en est de même des animaux : tous ont une chaleur propre qui paraît être constamment la même pour chaque espèce, quelle que soit la température du lieu de la terre dans laquelle ils vivent. Il faut donc que ces êtres aient en eux le moyen de se réchauffer ou de se refroidir suivant les circonstances dans lesquelles ils se trouvent, car il nous est impossible d'admettre que les fluides et les solides inertes qui les composent puissent se soustraire aux lois générales de l'équilibre du calorique.

Pour parvenir à l'appréciation de ce phénomène, il est nécessaire d'examiner successivement et avec attention : 1° quelle est la température des animaux les plus communs; 2° quelles sont les quantités de chaleur que ces animaux peuvent produire; 3° quelles sont les causes présumées de cette chaleur; 4° enfin, par quels moyens les animaux peuvent se refroidir.

1° *Température des êtres vivants.* C'est sur la température de l'homme que les recherches ont été le plus multipliées; on a trouvé qu'elle était à peu près partout de 37° C., et que les maladies, les climats et l'âge ne pouvaient y apporter que de très-légères modifications.

M. John Davy a fait à ce sujet de curieuses observations dans ses voyages; en prenant à diverses latitudes en mer la température des hommes qui se trouvaient sur le même bâtiment que lui, il a remarqué qu'elle s'accroissait d'un degré environ en arrivant dans les régions où la chaleur est ordinairement très-élevée.

Ses observations ont également porté sur les naturels de la plupart des pays qu'il a traversés; sur des Hottentots, des Albinos, des Malais, des Cipayes, des habitants de Madagascar, de la Mozambique, de Ceylan, etc., etc., et il a reconnu que chez ces différents individus la température naturelle n'offrait que peu de différences. La plus basse de toutes celles qu'il ait remarquées était de 37,8. et la plus élevée était de 38,9.

M. John Davy n'a pas borné ses recherches à l'homme; il les a étendues à un grand nombre d'animaux, et il a donné de ses résultats un tableau dont j'ai extrait le suivant :

NOM de L'ANIMAL.	SA TEMPÉRATURE en degrés centigrades.	TEMPÉRATURE ambiante.	LIEU de L'OBSERVATION.
	MAMMIFÈRES.		
Rat commun.....	38,8	26°,5	Colombo.
Chien...........	39,0	»	Kandy.
Id............	39,6	»	Id.
Chat commun....	38,3	15	Londres.
Id........	38,9	26	Kandy.
Cheval arabe.....	37,5	26	Id.
Mouton..........	39,3 à 40,0	En été.	Ecosse.
Id............	39,5 à 40,0	19	Cap de Bonne-Espérance.
Id............	40,0 à 40,5	26	Colombo.
Bouc............	39,5	26	Id.
Chèvre..........	40,0	26	Id.
Bœuf............	38,9	En été.	Edimbourg.
Id.............	38,9	26	Kandy.
Porc............	40,5	25,6	Dans le Doombeza.
	OISEAUX.		
Perroquet.......	41,1	24°	Kandy.
Moineau commun.	42,1	26,6	Id.
Pigeon commun..	42,1	15,5	Londres.
Id..........	43,0	25,5	Colombo.
Poule commune..	42,5	4,5	Edimbourg.
Id..........	43,3	25,5	Colombo.
Id..........	42,2	25,5	Id.
Coq adulte......	43,9	25,5	Id.
Coq d'Inde......	42,7	25,5	Id.
Oie commune....	41,7	25,5	Id.
Canard commun..	43,9	25,5	Id.
	ANIMAUX QUI VIVENT DANS L'EAU.		
Tortue..........	28,9	26	En mer, lat. 20, 27'. N.
Truite commune.	14,4	13,3	Près d'Edimbourg.
Huître..........	27,8	27,8	Près de Colombo.
Ecrevisse........	26,1	26,7	Colombo.
	INSECTES.		
Scarabée........	25,0	24,3	Kandy.
Grillon..........	22,5	16,7	Cap de Bonne-Espérance.
Guêpe..........	24,4	23,9	Kandy.

2° *Méthodes propres à apprécier les quantités de chaleur qui peuvent être produites par divers animaux.* En enfermant des animaux dans le calorimètre de Lavoisier et Laplace, la chaleur qu'ils dégagent fait fondre la glace, et, après les y avoir laissés pendant un temps donné, on peut juger par la quantité de glace fondue de la quantité de chaleur produite. Mais cette méthode offre un inconvénient, c'est l'obligation où l'on se trouve de renouveler l'air à chaque instant; aussi a-t-on cherché à la remplacer par d'autres. MM. Despretz et Dulong y sont parvenus chacun de leur côté. Je me contenterai ici de donner une idée générale de l'ingénieux moyen qui a été employé par ce dernier dans ses recherches sur la chaleur animale. Un gazomètre donne écoulement à de l'air atmosphérique qui en sort sous une pression constante, et se rend de là dans une caisse en cuivre mince, dans laquelle se trouve commodément enfermé l'animal

que l'on soumet à l'expérience. Cette caisse est elle-même entièrement plongée dans une autre caisse plus grande, pleine d'un poids connu d'eau, dont la température est à chaque instant indiquée par des thermomètres. L'air, après avoir été respiré, sort de la première caisse à la température de l'eau, et se rend dans un récipient dont on peut à volonté l'extraire pour en faire l'analyse. De cette manière le même air n'est jamais respiré long-temps par l'animal, qui ne court ainsi aucun risque d'être asphyxié pendant les deux heures que dure l'expérience. Au bout de ce temps, on juge, par l'élévation de la température de l'eau, de la quantité de calorique qui a été abandonnée par l'animal. Il ne reste plus qu'à rechercher si les lois de la physique et de la chimie peuvent rendre compte de cette production de chaleur.

3° *Sources de la chaleur animale.* Il suffit de jeter un coup d'œil sur le tableau précédent pour voir que la chaleur des animaux est d'autant plus grande, que leur respiration se fait naturellement avec plus d'énergie. Ainsi les oiseaux tiennent sous ce rapport le premier rang ; viennent ensuite les mammifères dont la température est plus élevée que celle des reptiles qui sont eux-mêmes plus chauds que les poissons, et ainsi de suite; de sorte qu'en descendant l'échelle des êtres, on arrive à des animaux dont la température est peu éloignée de celle des milieux dans lesquels ils vivent. Puisque la quantité de chaleur est intimement liée à la quantité de respiration, on a dû tout naturellement être porté à rechercher dans les phénomènes respiratoires les causes productives de la chaleur animale. Lavoisier le premier eut l'idée de faire l'analyse de l'air, et il démontra que ce fluide élastique éprouvait de grands changements dans sa composition chimique, après avoir passé dans les poumons. Dès lors, aux yeux des chimistes la chaleur animale ne parut plus un mystère, et l'on en vit la source dans les combinaisons qui avaient lieu entre les éléments de l'air et ceux du sang veineux, qui se trouvait par suite transformé en sang artériel. Mais pour avoir une solution complète de ce phénomène, il s'agissait de mesurer si la chaleur produite par ces combinaisons se trouvait exactement en rapport avec la température des animaux, et suffisait pour compenser leurs pertes continuelles. Tel a été l'objet des expériences de M. Dulong. J'ai déjà dit comment il parvenait à connaître la quantité de chaleur fournie par les animaux; j'ai fait connaître également, en parlant de la respiration, les changements qui surviennent dans l'air expiré ; or, si l'on admet avec Lavoisier et la plupart des chimistes, que l'oxygène de l'air s'est combiné avec une partie du carbone et de l'hydrogène du sang, pour former de l'acide carbonique et de la vapeur d'eau, on peut calculer quelle est la chaleur qui doit en résulter, et s'assurer si elle représente bien toute celle qui est fournie par l'animal. M. Dulong a trouvé que cette chaleur de combinaison n'en représente ordinairement que les $\frac{9}{10}$ et même parfois les $\frac{8}{10}$ seulemeut. Il faut donc qu'il y ait dans l'économie une autre source de calorique ayant jusqu'à présent échappé aux investigations des physiciens et des chimistes : peut-être existe-t-elle dans les mouvements multipliés des animaux, dans le frottement des muscles les uns sur les autres, dans les actions moléculaires qui se passent continuellement entre les fluides et les solides, et dans les phénomènes électriques qui paraissent présider aux sécrétions et aux transformations diverses. — M. le docteur Pelletan, pensant que les objections tirées des résultats obtenus par M. Dulong ne doivent être que d'une faible valeur, en raison de la difficulté d'obtenir des résultats quantitatifs exacts dans les expériences sur les animaux vivants, a cherché à démontrer par le calcul, que la chaleur fournie par la respiration était suffisante pour compenser les pertes faites par ces animaux, et pour se rendre compte de tous les phénomènes de la chaleur animale. Je ne suivrai pas ce physicien dans ses calculs ; je me contenterai d'en donner une idée sommaire. Il commence par chercher quelle est la quantité d'oxygène qui est convertie en acide carbonique, et il trouve que, chez un homme de taille moyenne, cette quantité est en 24 heures de 750 décimètres cubes (1), ce qui représente 395 grammes de carbone enlevé au sang. Or 395 grammes de carbone dégagent, en se combinant avec l'oxygène, assez de calorique pour porter à l'ébullition 28 k., 588 gr. d'eau à zéro. Voilà toute la chaleur

(1) Il y a ici une erreur manifeste : c'est 750 décimètres cubes d'*air* et non pas d'*oxygène* qu'un homme consomme en vingt-quatre heures.

produite en 24 heures; voyons maintenant les pertes : celles-ci se composent 1° de tout le calorique de 12 kilog. d'eau à —100° qui se trouve enlevé par la transpiration cutanée ; 2° du calorique de 4 k. 662 d'eau à — 100° nécessaire pour la transpiration pulmonaire; 3° enfin, de la perte par conducibilité et rayonnement, qui est bien suffisamment compensée par le calorique des 12 kilogrammes d'eau à + 100° qui restent.

Au reste, je crois que ce débat doit disparaître devant les belles expériences de M. Milne Edwards, qui ont démontré, ainsi que je l'ai déjà rapporté, que, dans l'acte de la respiration, l'oxygène de l'air, au lieu de se combiner avec certains éléments du sang, était absorbé à l'état de pureté par ce liquide, qui exhalait alors lui-même l'acide carbonique que l'on trouve dans l'air expiré. Ces expériences, qui apportent du changement dans la théorie chimique jusqu'alors admise, n'empêchent en aucune manière de se rendre compte de la production de la chaleur animale ; car l'oxygène, en se condensant, dégage plus de calorique que l'acide carbonique n'en absorbe pour se gazéifier ; seulement, au lieu d'expliquer la chaleur animale par les combinaisons chimiques, il faudrait admettre qu'elle est due à l'excès du calorique dégagé, par la condensation de l'oxygène, sur celui qui est absorbé par la gazéification de l'acide carbonique.

4° *Causes du refroidissement.* Les animaux des régions équatoriales, ai-je dit, sont toujours plus froids que l'air brûlant qu'ils respirent; ils ont donc en eux-mêmes des moyens de se refroidir, lorsque la température ambiante est plus élevée que celle qui leur est propre. Ces moyens de refroidissement, dans les animaux placés au sommet de l'échelle des êtres, sont au nombre de trois principaux : 1° la transpiration cutanée et pulmonaire ; 2° la conducibilité; 3° le rayonnement. Examinons successivement chacun de ces moyens.

1° On sait que, dans les liquides qui s'évaporent, l'absorption du calorique latent détermine toujours un refroidissement plus ou moins considérable. Le même phénomène se fait remarquer dans l'acte de la transpiration, et nous allons voir que cet acte est même le moyen le plus puissant que les animaux aient à leur disposition, pour résister spontanément à une grande élévation de température. En effet, plusieurs physiologistes ont pu supporter quelques instants la température d'une étuve échauffée à + 100° ; mais pendant toute la durée de cette dangereuse expérience, ils étaient couverts de sueur, et toute leur surface cutanée et pulmonaire était le siége d'une rapide évaporation.

Ce qui prouve d'une manière évidente que c'est la transpiration qui empêche ici l'échauffement du corps, c'est que dans une atmosphère saturée de vapeur d'eau la transpiration ne pouvant plus s'effectuer, il est impossible de supporter une chaleur un peu forte sans éprouver des vertiges, des éblouissements, etc., indices d'une mort qui serait bientôt la suite de l'élevation de la température des organes principaux.

Puisque nous reconnaissons que la *transpiration* est le plus puissant moyen de refroidissement des animaux, nous devons lui appliquer les lois de l'évaporation spontanée des liquides. En conséquence, elle sera, comme ce dernier phénomène, sous la dépendance des circonstances extérieures ; c'est-à-dire, qu'elle s'accroîtra sous l'influence d'un air *chaud, sec et agité*, et qu'elle diminuera dans les cas opposés. Il ne faut pas cependant inférer de là que le corps sera tantôt plus froid et tantôt plus chaud ; car les pertes de calorique et le développement de la chaleur animale se trouvent dans un tel rapport que, dans les circonstances ordinaires, l'équilibre n'est jamais dérangé. Ainsi, je viens de dire que la chaleur, la sécheresse et l'agitation de l'air rendraient la transpiration abondante, et par conséquent le refroidissement considérable. Mais cette transpiration ne peut augmenter de quantité sans que la respiration et la circulation ne s'accélèrent, et sans qu'il y ait ainsi développement plus grand de calorique. Il y a donc ici deux effets contraires qui se neutralisent mutuellement et qui concourent à maintenir la température du corps dans une uniformité à peu près constante.

La conducibilité ne peut avoir de l'influence sur le refroidissement naturel des animaux, que lorsque les corps avec lesquels ils se trouvent en contact sont à une température plus basse qu'eux ; c'est en effet ce qui a lieu le plus souvent.

Mais ce moyen est très-borné, parce que les animaux sont toujours recouverts d'enveloppes naturelles qui conduisent fort mal le calorique ; et que d'ailleurs le contact d'un corps froid refroidit promp-

tement la partie qu'il touche, et rend ainsi la communication très-lente.

L'air qui enveloppe les animaux de toutes parts est, de tous les corps, celui qui peut leur enlever le plus de calorique par conducibilité

Enfin, *le rayonnement* peut encore contribuer à enlever du calorique aux animaux; mais, de même que la conducibilité, il ne peut avoir d'efficacité que lorsque la température ambiante est moins élevée que celle du corps. Bien entendu que ce rayonnement doit être plus considérable chez les animaux dont la surface extérieure est obscure, que chez ceux où elle est claire.

SECTION IV.

Des liqueurs des sécrétions.

§ 1er. *Considérations générales.*

On donne généralement le nom de *sécrétion* à une fonction par laquelle le sang éprouve de la part de certains organes une action particulière, dont le résultat est la production d'un liquide. Une partie des physiologistes pensent que les fluides des sécrétions ne préexistent pas à l'action des organes (glandes) chargés de les former, et que la production de ces liquides résulte d'une altération que subit le sang dans l'intérieur des glandes, altération à la suite de laquelle les éléments du fluide sécrété se forment de toutes pièces. — Il est d'autres physiologistes qui pensent que les fonctions des glandes sont plus simples, et que ces organes se bornent à séparer du sang les éléments propres à la composition du fluide qu'ils doivent produire, éléments qu'ils supposent préexister dans le sang. Les expériences de MM. Prévost et Dumas ont donné des résultats qui fournissent un puissant appui à cette dernière théorie : en effet, ces chimistes paraissent avoir constaté : 1° que le sang contient de l'urée, principe caractéristique de l'urine; 2° que ce principe est éliminé par les reins à mesure que le sang artériel passe par ces organes; 3° enfin que l'urée s'accumule dans le sang et devient semblable aux réactifs, lorsqu'on a enlevé les reins aux animaux.

Toutes les liqueurs des sécrétions sont acides ou alcalines; cette circonstance a fait penser à plusieurs observateurs qu'il serait possible que ces liqueurs fussent produites par une force analogue à celle qui se développe dans la pile galvanique. M. le docteur Donné a fait, sur les courants galvaniques qui, chez les corps organisés, coïncident avec l'acidité et l'alcalinité, un travail plein d'intérêt, qui a été inséré dans le n° de décembre 1834, des *Ann. de chim. et de physique*; en voici le résumé :

« Il y a dans les corps organisés des courants galvaniques qui n'existent pas indifféremment dans tous les points du corps, mais sont déterminés par l'état acide et alcalin des organes; il faut les chercher à la surface des membranes et dans les corps hétérogènes. Lorsqu'on met les deux pôles d'un galvanomètre très-sensible en contact, d'une part avec la bouche qui contient des fluides alcalins, et d'autre part avec la peau qui laisse exhaler un fluide acide, on obtient des courants très-manifestes qui vont de la bouche (pôle négatif) à la peau (pôle positif), et qui font dévier l'aiguille du galvanomètre de 15 à 30 degrés. — Quand on fait la même expérience avec la muqueuse gastrique qui est acide, et avec la vésicule biliaire ou un point quelconque de l'intérieur du foie, qui sont alcalins, on obtient un résultat entièrement analogue, et l'aiguille du galvanomètre est déviée de 30 à 50 dégrés. — Il est tout aussi aisé de reconnaître l'existence de semblables courants entre l'estomac et tous les points des intestins, entre la rate et l'estomac, la première jouant le rôle d'organe négatif, entre l'estomac et la vessie, entre celle-ci et les intestins, etc. — Au contraire, il n'existe aucun courant entre les deux reins, entre deux portions d'intestins, entre le foie et le pancréas, le foie et la rate, le foie et les intestins, etc. »

Il est impossible, dans l'état actuel de la science, de déterminer l'influence que ces courants peuvent exercer sur les réactions chimiques, les combinaisons et les décompositions diverses qui ont lieu entre les divers éléments qui concourent à la formation des corps.

§ II. *Des liqueurs alcalines.*

Ces liqueurs, qui sont toutes composées d'eau, de matières animales particulières et de substances salines à peu près semblables à celles du sang, doivent leur alcalinité à une petite quantité de soude, et parfois à de la potasse. — La synovie, la salive, le suc pancréatique, les larmes, le sperme, la bile, le mucus, la sérosité, les humeurs de l'œil, les eaux de l'amnios et de l'allantoïde doivent être rangés parmi les liqueurs alcalines.

DE LA SYNOVIE.

La synovie est une liqueur fournie par les capsules synoviales articulaires et tendineuses, et destinée à lubréfier ces parties.

La synovie du bœuf, de l'homme, du cheval et de l'éléphant ont été examinées, la première par Margueron, la seconde par MM. Lassaigne et Boissel, la troisième par John, et la quatrième par Vauquelin.

La synovie du bœuf est demi-transparente, d'un blanc verdâtre, visqueuse, douée d'une saveur salée et d'une odeur qui rappelle celle du frai de grenouille; abandonnée à elle-même, elle acquiert bientôt une consistance gélatineuse, puis redevient fluide, en laissant déposer une matière filandreuse. — D'après Margueron, elle est formée de 80, 46 d'eau; 4, 52 d'albumine; 11, 86 de matière fibreuse; 1, 75 de sel marin; 0, 70 de carbonate de soude, et 0,70 de phosphate de chaux. — Margueron considère la matière filandreuse qui se sépare spontanément de la synovie, comme de l'albumine dans un état particulier; en effet, cette matière se dissout par l'agitation, dans l'eau froide, et donne lieu à un liquide qui mousse par l'agitation, que les acides et l'alcool précipitent en flocons blancs, et dans lequel l'ébullition produit beaucoup d'écumes.

D'après MM. Lassaigne et Boissel, la synovie de l'homme, recueillie sur les surfaces articulaires de plusieurs cadavres à l'aide d'une éponge, a fourni à l'analyse une grande proportion d'albumine, une matière animale soluble dans l'alcool, une matière grasse, de la soude, des chlorures de sodium et de potassium, du phosphate et du carbonate de chaux.

M. John, qui a examiné la synovie du cheval, en a retiré, sur 100 parties : 92,8 d'eau, 5,4 d'albumine et 0,75 de matières extractives et des sels.

Enfin, suivant Vauquelin, la synovie de l'éléphant a offert à l'analyse : de l'eau, de l'albumine, quelques traces de filaments blancs ayant l'apparence de la fibrine, des carbonates de soude et de chaux et des chlorures de sodium et de potassium; il n'y a point trouvé de phosphate, mais il a remarqué l'existence d'une matière animale particulière, non-coagulable par les acides et l'alcool, et susceptible d'être précipitée par le tannin.

DE LA SALIVE.

La salive est une liqueur sécrétée par les glandes salivaires et versée dans la bouche par des canaux particuliers; c'est un fluide incolore, inodore, insipide, limpide, légèrement visqueux, moussant fortement par l'agitation, et verdissant le sirop de violettes. Sa densité est un peu plus grande que celle de l'eau.

Salive humaine. D'après M. Berzélius, la salive humaine contient, sur 1000 parties : eau, 992; matière animale particulière, à laquelle il donne le nom de *ptyaline*, 2,9; mucus, 1,4; chlorures de sodium et de potassium, 1,7; lactate de soude et matière animale, 0,9; soude libre, 0,2. — Selon MM. Tiedemann et Gmelin, la salive humaine contiendrait du sulfo-cyanure de potassium et une matière grasse phosphorée. M. Guibourt y admet l'existence de l'albumine, et M. Donné celle du chlorhydrate d'ammoniaque.

Pour estimer la proportion de l'eau, on évapore à siccité une portion de salive; on traite ensuite le résidu de cette évaporation par l'alcool bouillant, qui dissout les chlorures de sodium et de potassium et une petite quantité d'une matière animale; puis, par de l'alcool, additionné d'un peu d'acide acétique qui s'empare de la soude. Le résidu de ces diverses opérations est un mélange de mucus et de la *ptyaline*; on met ce mélange en contact avec l'eau froide, qui dissout cette dernière, et n'attaque pas le mucus.

La ptyaline de M. Berzélius est insoluble dans l'alcool et soluble dans l'eau; cette solution n'est précipitée ni par les acides, ni par les alcalis, ni par le sous-acétate de plomb, ni par l'infusion de noix de galle, ni par le deuto-chlorure de mercure : l'ébullition ne la trouble point; évaporée à siccité, elle laisse pour résidu une matière transparente, incolore, soluble dans l'eau.

Le mucus de la salive est blanc, soluble dans l'eau, presque entièrement soluble dans la potasse et la soude, précipité de ces dissolutions alcalines par les acides; il devient transparent et corné, lorsqu'on fait agir sur lui les acides sulfurique et acétique étendus; il contient beaucoup de phosphate de chaux et un peu de phosphate de magnésie. — C'est ce mucus et celui de la bouche qui, en se déposant sur les dents et s'y décom-

posant peu à peu, forment la matière que l'on connaît sous le nom de *tartre*.

Dans une foule de maladies, la salive humaine perd son alcalinité et devient acide. Suivant M. le docteur Donné, dans les lésions de l'estomac, même les plus graves, lorsqu'il n'y a pas véritablement inflammation, la salive reste alcaline, tandis qu'une gastrite légère la fait passer à l'état neutre, ou la rend acide. « J'ai vu, dit ce médecin, plusieurs cas, dans lesquels l'acidité de la salive a disparu rapidement pour reprendre son caractère normal, à la suite d'un traitement anti-phlogistique et d'un régime convenable ; au contraire, il m'est arrivé, après avoir constaté l'état alcalin de la salive, de prévoir l'inefficacité des remèdes anti-phlogistiques employés contre la maladie, qui n'était, dans ce cas, qu'un simple embarras gastrique, qu'un état saburral, que l'on guérissait facilement à l'aide d'un purgatif. Je n'ai pas encore rencontré un seul individu digérant bien et ayant un bon appétit avec la salive franchement acide. » (*Ann. de ch. et de ph.*, décembre 1834.)

Salive du cheval. Cette salive, obtenue au moyen d'une incision pratiquée au canal parotidien, convenablement isolé et examiné par M. Lassaigne, a présenté les propriétés suivantes : cette salive est très-limpide, incolore, inodore ; abandonnée dans un flacon qui en est rempli, elle se trouble et laisse déposer un peu de carbonate de chaux ; elle verdit le sirop de violettes ; l'acide azotique y forme un précipité blanc, floconneux ; l'infusion de noix de galle la précipite en flocons jaunâtres ; l'alcool la trouble et y produit des flocons blancs ; le chlore y forme un léger précipité floconneux ; l'azotate d'argent la précipite en flocons blancs, caillebotés, insolubles dans l'acide azotique. Enfin, exposée à l'action de la chaleur, elle se trouble, et abandonne des flocons qui présentent tous les caractères de l'albumine. — 1000 parties de cette salive contiennent 999 d'eau ; les substances fixes sont formées d'albumine, de traces de mucus, de soude, de chlorures de potassium et de sodium, de carbonate et de phosphate de chaux.

DU SUC PANCRÉATIQUE.

Ce suc est sécrété par la glande qui a reçu le nom de pancréas, et versé dans le duodénum par un canal dont l'embouchure se confond souvent avec celle du canal cholédoque.—La grande difficulté que l'on éprouve à se procurer ce fluide a empêché pendant long-temps les chimistes de se livrer à des recherches suivies sur sa nature. MM. Leuret et Lassaigne en ont obtenu sur un cheval une quantité assez grande pour pouvoir en faire une analyse complète. Voici le procédé qu'ils ont mis en usage. Après avoir incisé largement les parois abdominales et avoir mis le canal pancréatique à découvert, ils introduisirent et fixèrent dans ce canal une sonde en gomme élastique, dont l'extrémité opposée se rendait dans une bouteille de la même nature, préalablement comprimée à l'aide d'un lien pour la maintenir, autant que possible, vide d'air. La sonde étant bien fixée dans le canal pancréatique, la bouteille fut déliée, et les parois de celle-ci, en raison de la tendance qu'elles éprouvaient à s'écarter et à reprendre leur situation primitive, exerçaient une sorte d'aspiration qui attirait le produit de la sécrétion dans la cavité de la bouteille. En moins d'une demi-heure, il fut possible d'obtenir par ce moyen trois onces de suc pancréatique pur.

Ce fluide est limpide, incolore, inodore, doué d'une saveur légèrement salée et d'une densité de 1,0026 à + 15°. Il ramène au bleu le papier de tournesol rougi par les acides ; il est légèrement troublé et précipité en flocons blancs par les acides sulfurique, azotique, chlorhydrique, et par l'alcool anhydre ; l'infusion de noix de galle y forme un précipité floconneux jaunâtre ; la solution de chlore le précipite en blanc ; l'azotate d'argent y détermine un précipité blanc caillebotté, insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique et soluble dans l'ammoniaque ; enfin l'oxalate d'ammoniaque le précipite en blanc. Soumis à l'analyse, ce suc a fourni, sur 1000 parties : 991 d'eau et 9 parties de substances fixes composées de : matière animale soluble dans l'alcool, matière animale soluble dans l'eau analogue à celle de la salive, traces d'albumine, mucus, soude libre, chlorures de sodium et de potassium et phosphate de chaux. On voit que le suc pancréatique du cheval a la plus grande analogie avec la salive du même animal.

Le suc pancréatique du chien, analysé par MM. Tiedemann et Gmelin, a fourni à ces chimistes, sur 1000 parties : 9128 d'eau, 355 d'albumine coagulée, 362 de matières solubles dans l'alcool, et for-

mées de chlorure de sodium, de lactate de soude, d'osmazôme et d'une substance animale particulière; 153 de matières solubles dans l'eau seulement, et formées de carbonate de soude, de quelques autres sels et d'une substance animale se rapprochant tout à la fois de l'albumine et du caséum.

DES LARMES.

Les larmes, sécrétées par la glande lacrymale, sont versées à la surface de la conjonctive qu'elles sont destinées à lubréfier. — Fourcroy et Vauquelin ont fait l'analyse des larmes de l'homme : ce liquide est composé, sur 100 parties, de 96 d'eau et de 4 de matières solides, qui sont : du mucus, de la soude, du chlorure de sodium, des phosphates de chaux et de soude.

DU SPERME.

Le sperme est sécrété par les testicules et transporté par les canaux déférents dans les vésicules séminales ; au moment de son émission, il se mêle à un liquide laiteux qui est fourni par la prostate ; examiné au microscope, il paraît contenir une multitude d'animalcules qui s'y meuvent avec une grande rapidité.

Le sperme de l'homme, examiné par Vauquelin, a offert les propriétés suivantes : il est demi-transparent, épais au moment de son émission ; mais il se liquéfie complètement en moins d'une demi-heure; lorsqu'on le chauffe fortement, il fournit beaucoup de carbonate d'ammoniaque. Quand on l'abandonne à l'air chaud et sec, il s'épaissit, laisse déposer des cristaux de phosphate de chaux, et se prend en écailles cassantes et demi-transparentes comme de la corne ; si l'atmosphère est chaude et humide, le sperme s'altère, devient jaune et acide, et répand une odeur de poisson pourri. — Lorsque cette substance est liquéfiée, elle est soluble dans l'eau et précipitée de ce dissolvant par l'alcool et la solution de chlore. Soumis à l'analyse, le sperme a fourni à Vauquelin 900 d'eau, 60 de mucilage animal, 10 de soude et 30 de phosphate de chaux.

Suivant M. Berzélius, le sperme serait formé d'eau, d'une matière animale particulière, qu'il a désignée sous le nom de *spermatine*, et de tous les sels du sang. — D'après M. Jordan, il est composé d'eau, d'albumine, de gélatine, de phosphate de chaux et d'une matière odorante. — M. John le considère comme formé d'eau, d'une matière muqueuse particulière, de traces d'albumine modifiée et analogue au mucus, d'une petite quantité d'une substance soluble dans l'éther, de soude, de phosphate de chaux, de soufre, d'un chlorure et d'une matière odorante. — On voit que ces différents résultats analytiques sont loin de s'accorder entre eux.

Le sperme du cheval, examiné par M. Lassaigne, a offert à ce chimiste les propriétés suivantes : il est soluble dans l'eau, et forme avec ce liquide une solution visqueuse, qui n'est précipitée, ni par les acides, ni par les alcalis, ni par l'infusion de noix de galle, ni par le bichlorure de mercure, le sulfate de sesqui-oxyde de fer et l'acétate de plomb ; cette solution est précipitée en flocons blancs, caséiformes par l'alcool, le sous-acétate de plomb, l'azotate de protoxyde de mercure et le proto-chlorure d'étain. — Cette substance est composée d'eau, d'une grande quantité d'une matière animale (*spermatine*), de mucus, de soude, de chlorure de sodium et de phosphate de chaux.

DE LA BILE.

La bile est une liqueur sécrétée par le foie, et portée dans le duodénum par un conduit qui a été désigné par le nom de *canal cholédoque*. — Ce liquide a été, de la part des physiologistes et des chimistes, l'objet d'un très-grand nombre de travaux. — Verheyen, Burgrave et Hartmann ont tous annoncé l'existence d'un alcali dans la bile ; Macbride a entrevu qu'elle contenait une substance sucrée; Gaubius en a séparé une matière huileuse très-amère; Cadet a considéré la bile comme un mélange de sucre de lait et de savon à base de soude; Van-Bochante en a retiré une substance qu'il a considérée comme fibrineuse, et qui a depuis été regardée comme de l'albumine.

Il faut arriver jusqu'en 1807 pour trouver des travaux exacts sur la bile. A cette époque, M. Thénard démontra que la bile ne pouvait être considérée comme un savon, que sa composition n'était pas identique chez tous les animaux, et que le plus souvent ce liquide renfermait un corps gras acide, de la soude, du mucus et une grande quantité d'un corps à la fois sucré et amer, auquel il donna le nom de *picromel*. — M. Chevreul re-

connut depuis que le corps gras acide signalé par M. Thénard était de l'acide margarique, mêlé à un peu de cholestérine. MM. Matteucci, Vogel, Berzélius, Tiedemann et Gmelin, Braconnot, etc., ont aussi fait sur la bile des recherches dont les résultats sont loin d'être identiques : ce dernier a démontré que le prétendu principe que M. Thénard désignait sous le nom de picromel était une substance composée de plusieurs principes immédiats.

Malgré cette multiplicité de travaux, il règne encore sur la composition de la bile une grande incertitude.

Propriétés de la bile de bœuf. Cette liqueur est ordinairement jaune verdâtre et quelquefois d'un vert foncé ; elle est douée d'une saveur très-désagréable, extrêmement amère, avec un arrière-goût qui a quelque chose de sucré ; son odeur est faible ; sa pesanteur spécifique est de 1,026 à + 6° ; sa consistance est variable ; elle est visqueuse comme du mucilage ou comme la synovie, et quelquefois elle est très-limpide.—Soumise à la distillation, elle se trouble d'abord légèrement, puis elle fournit une écume considérable, et se sépare enfin en deux parties qui sont: 1° un liquide incolore, qui passe dans le récipient en entraînant une petite quantité de matières bilieuses, qui lui communiquent une odeur et une saveur analogues à celles de ce fluide; 2° un résidu solide qui reste dans la cornue, en formant environ un huitième de la bile employée. Ce résidu, verdâtre, très-amer et légèrement déliquescent, est presque entièrement soluble dans l'eau et dans l'alcool ; il entre en fusion à une température peu élevée, et se décompose sous l'influence d'une forte chaleur, en fournissant les produits ordinaires des matières azotées, et laissant un charbon volumineux qui contient de la soude et plusieurs sels. Lorsqu'on abandonne la bile à elle-même, dans un vase ouvert, elle s'altère peu à peu, se trouble, laisse déposer une petite quantité d'une matière jaune, et exhale une odeur fétide qui finit par se rapprocher un peu de celle du musc. — L'eau et l'alcool se combinent en toutes proportions avec la bile. — Les acides la troublent et y produisent un précipité formé d'une matière animale jaune et d'un corps gras ; à l'aide de la chaleur, les acides sulfurique, azotique et clorhydrique s'unissent au picromel et le précipitent. — La potasse et la soude rendent la bile plus fluide. —La dissolution d'acétate de plomb précipite la matière jaune, l'acide margarique, ainsi que les acides sulfurique et phosphorique des sulfates et des phosphates que la bile contient. Le sous-acétate de plomb produit un effet semblable, mais précipite de plus le picromel et la cholestérine ; l'oxyde de plomb fait toujours partie de ces différents précipités. — La bile dissout les matières grasses ; d'après M. Thénard, aux travaux duquel on doit la connaissance de tous les faits qui précèdent, cette dernière propriété, qui a fait regarder la bile comme un savon, est due à la soude et au picromel. Les dégraisseurs utilisent cette propriété en se servant de la bile pour dégraisser les étoffes de laine.

Composition de la bile de bœuf. D'après M. Thénard, 800 parties de cette bile contiennent les substances suivantes : eau, 700 ; picromel, 69 ; corps gras acide mêlé à un peu de cholestérine et à une petite quantité de matière colorante, 15 ; soude, phosphate de soude, chlorures de potassium et de sodium, et sulfate de soude, 10,3 ; phosphate de chaux et de magnésie, 1,2 ; traces d'oxyde de fer; enfin quelques centièmes d'une matière jaune provenant du mucus altéré. — Les procédés à l'aide desquels on peut déterminer la proportion des différents éléments de la bile consistent : 1° à évaporer au bain marie une portion de cette liqueur, pour connaître, par le poids du résidu, la proportion d'eau qui entrait dans sa composition ; 2° à verser, dans une autre portion de bile, assez d'acide azotique pour précipiter la matière jaune, que l'on traite par l'alcool pour la débarrasser d'une petite quantité de matière grasse qu'elle entraîne dans sa précipitation; 3° à ajouter, à la bile privée de matière jaune, un petit excès de solution d'acétate de plomb qui précipite la matière grasse acide et la matière colorante, et à traiter ce précipité par l'acide azotique qui dissout l'oxyde de plomb et laisse la matière grasse acide (acides oléique et margarique) unie à la matière colorante verte ; 4° à verser, dans la bile déjà privée des substances précédentes, du sous-acétate de plomb qui précipite le picromel, que l'on extrait comme il sera dit plus loin ; 5° enfin à calciner l'extrait de bile pour en séparer les sels, que l'on analyse ensuite par les procédés ordinaires.

Le *picromel* peut être isolé en versant dans la bile un excès d'acétate de plomb

qui y forme un abondant précipité ; on filtre et on ajoute à la liqueur du sous-acétate de plomb qui, par l'excès d'oxyde de plomb qu'il contient, précipite le picromel et la cholestérine sous forme de flocons blancs. Ceux-ci doivent être lavés à grande eau, puis placés dans une éprouvette avec de l'eau pure, et traités par un courant de gaz acide sulfhydrique qui sépare tout l'oxyde de plomb à l'état de sulfure insoluble ; on filtre, on évapore et on traite à froid le résidu par l'éther, qui dissout la cholestérine et laisse le picromel. — Cette substance a l'aspect et la consistance de la térébenthine épaisse ; elle est douée d'une odeur nauséabonde et d'une saveur qui est d'abord âcre et amère et qui devient sucrée. Lorsqu'on la soumet à l'action du feu, elle perd une partie de sa viscosité, se boursoufle et finit par se décomposer en ne donnant qu'une très-petite quantité de carbonate d'ammoniaque. Ce picromel est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool ; les acides sulfurique, azotique et chlorhydrique faibles, forment avec lui, à l'aide d'une douce chaleur, un composé visqueux peu soluble dans l'eau.

Suivant M. Braconnot, le picromel, loin d'être un principe immédiat simple, est une substance très-composée dans laquelle l'analyse démontre : 1° une résine acide (*acide résino-picromélique*) qui en forme le 0,9 ; 2° des acides margarique et oléique ; 3° une matière animale ; 4° une matière très-amère de nature alcaline ; 5° un principe sucré (*sucre biliaire*) ; 6° enfin une matière colorante. La résine acide est combinée avec la matière amère, alcaline, et forme un savon.

M. Berzélius considère la bile de bœuf comme formée des matières suivantes : eau, 90,44 ; matière biliaire analogue au picromel, 8,00 ; mucus de la vésicule, 0,30 ; osmazôme, chlorure de sodium et lactate de soude, 0,74 ; soude libre, 0,41 ; phosphates de soude et de chaux, et traces d'une substance insoluble dans l'alcool, 0,11.

Enfin nous devons à MM. Tiedemann et Gmelin l'analyse la plus complète de la bile. Suivant ces chimistes, ce liquide contient : 1° de l'eau ; 2° une substance ayant l'odeur du musc ; 3° de la cholestérine ; 4° de l'acide margarique ; 5° de l'acide oléique ; 6° de l'acide cholique (ces trois acides sont unis à la soude) ; 7° de la résine biliaire ; 8° de la taurine ; 9° du sucre biliaire ; 10° une matière colorante ; 11° une substance analogue au gluten végétal ; 12° du caséum ; 13° de la matière salivaire ; 14° de l'albumine ; 15° du mucus de la vésicule ; 16° de l'osmazôme ; 17° une substance extractive soluble dans l'alcool ; 18° différents sels qui sont : le bi-carbonate de soude, l'acétate de soude, les sulfates et phosphates de soude et de potasse, le phosphate de chaux et le chlorure de sodium.

Bile humaine. Ce liquide est tantôt vert, tantôt d'un brun jaunâtre, d'autres fois presque incolore ; sa saveur est un peu amère ; elle est rarement limpide, car elle contient souvent une certaine quantité de matière jaune en suspension. Lorsqu'on la fait bouillir après l'avoir filtrée, elle se trouble et répand l'odeur du blanc d'œuf. — Tous les acides y déterminent un précipité abondant d'albumine et de matière grasse ; l'acétate de plomb la transforme en une liqueur jaune dans laquelle M. Thénard n'a découvert aucune trace de picromel, tandis que M. Chevallier a pu en retirer une petite quantité de cette matière. — Suivant M. Thénard, cette bile serait formée, sur 1100 parties, de 1000 parties d'eau, 42 d'albumine, 41 de résine, 2 à 10 de matière jaune, 5,6 de soude, 4,5 de phosphate et sulfate de soude, chlorure de sodium, phosphate de chaux et oxyde de fer. — D'après M. Cadet, la bile humaine contiendrait de l'acide sulfhydrique. Au reste, les différents travaux analytiques qui ont été entrepris sur la bile humaine sont loin d'avoir donné des résultats identiques ; ces différences proviennent très-probablement de ce que la bile a toujours été puisée sur des individus morts de maladies qui avaient dû altérer la composition de ce liquide.

Bile de chien, de mouton, de chat et de veau. La bile de ces animaux a fourni à M. Thénard les mêmes principes que celle du bœuf.

Bile de porc. Elle ne diffère de celle du bœuf que parce qu'elle contient moins de picromel et plus de matière grasse. (Thénard.) — Suivant M. Chevreul, ce liquide contient en outre une matière acide, amère, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et dans l'éther, formant des sels avec les bases, brûlant à la manière des corps résineux, et donnant à la distillation un produit alcalin.

Bile des oiseaux. M. Thénard, qui a examiné celle du poulet, du chapon, du

dindon et du canard, a trouvé que, chez tous ces oiseaux, la bile différait de celle des quadrupèdes par les caractères suivants : elle contient beaucoup d'albumine, peu de soude, point de matière grasse précipitable par l'acétate de plomb; le picromel qu'on en retire est peu sucré, très-amer et très-âcre.

Bile de raie et de saumon. Chez ces deux espèces de poissons la bile est d'un blanc jaunâtre et ne paraît pas contenir de matière grasse; elle donne, par l'évaporation, une matière très-sucrée légèrement âcre.

Bile de carpe et d'anguille. Elle est très-verte, très-amère, peu albumineuse; elle contient, entre autres principes, de la soude, de la matière grasse et une matière sucrée et âcre.

DU MUCUS ANIMAL.

Cette substance est sécrétée par les membranes muqueuses dont elle est destinée à lubréfier les surfaces ; les parties cornées, les cheveux, les poils, la laine, les plumes, les écailles, les durillons sont presque entièrement formés d'une matière qui a la plus grande analogie avec le mucus desséché, et qui, d'après Fourcroy et Vauquelin, est tout-à-fait identique à cette substance.

Propriétés. Le mucus combiné à l'eau est transparent, visqueux, filant, inodore et insipide; exposé à une douce chaleur, il perd l'eau qu'il contient, diminue de volume et se transforme en une masse demi-transparente, cassante, insoluble dans l'eau, qui ne fait que la gonfler et la ramollir; cette matière se boursoufle lorsqu'on la met sur des charbons ardents et brûle en répandant l'odeur de la corne ; soumise à la distillation, on en retire une grande quantité de carbonate d'ammoniaque. — Le mucus liquide n'est précipité ni par le bi-chlorure de mercure, ni par l'infusion de noix de galle ; il est précipité par l'acétate de plomb.

Mucus des narines. Il est formé, d'après M. Berzélius, de 933,3 d'eau, 53,3 de matière muqueuse, 5,6 de chlorures de potassium et de sodium, 3 de lactate de soude uni à une substance animale, 0,9 de soude combinée avec le mucus, 3,5 de phosphate de soude, d'albumine, et d'une matière animale insoluble dans l'alcool et soluble dans l'eau.—Le mucus de la trachée paraît être semblable à celui des narines.

Mucus de la vésicule du fiel. Il est plus transparent que celui des narines, et il a une teinte jaune qui provient de la bile; il est très-soluble dans les alcalis, dont les acides le séparent. Traité par l'alcool, il se prend en une masse grenue, jaunâtre, qui ne peut plus reprendre les propriétés du mucus. Lorsqu'il a été desséché, il peut être de nouveau ramolli par l'eau, mais en perdant une partie de ses propriétés.

Mucus des intestins. Il est alcalin dès le commencement du duodénum, malgré le voisinage de l'estomac qui contient un mucus acide (suc gastrique). Lorsqu'il a été desséché, l'eau ne peut lui rendre ses propriétés ; mais les alcalis le fluidifient sans toutefois lui donner la transparence du mucus frais.

Mucus des conduits urinaires. Il est rare; les alcalis le dissolvent, et les acides ne peuvent le précipiter de cette dissolution ; une infusion de noix de galle le précipite de l'urine sous forme de flocons blancs. Desséché, il acquiert une couleur rosée qu'il doit à l'acide urique.

Mucus de la salive. D'après M. Berzélius, ce mucus serait fourni par la muqueuse buccale et ne formerait pas partie intégrante de la salive ; il est blanc, insoluble dans l'eau, presque entièrement soluble dans la potasse, d'où les acides peuvent le précipiter.

DE LA SÉROSITÉ.

On donne ce nom aux liquides qui sont exhalés à la surface des membranes séreuses; les propriétés de ces liquides ne sont pas identiques ; cependant ils sont généralement alcalins et formés d'eau, d'albumine, d'une matière animale incoagulable, d'une matière fibrineuse et de carbonate de soude ; d'après M. Donné, ils deviennent acides dans certaines inflammations des membranes séreuses.

Sérosité des ventricules latéraux du cerveau. M. Lassaigne, qui a analysé cette sérosité extraite chez un homme atteint d'arachnoïdite chronique, l'a trouvée composée : d'eau, 987,5; d'albumine et traces de matière grasse et d'osmazôme, 8 ; de chlorures de sodium et de potassium, carbonate et phosphate de soude, 3,5; enfin de phosphate de chaux, 1.

Liquide céphalo-rachidien. D'après M. Lassaigne, ce liquide, extrait du canal vertébral d'un cheval, contenait : eau 98,180; osmazôme, 1,104; albumine, 0,035; chlorure de sodium, 0,610; car-

bonate de soude, 0,060 ; phosphate de chaux et traces de carbonate, 0,009. — Celui de l'homme a fourni : eau, 98,564 ; osmazôme, 0,474 ; albumine, 0,088 ; soude, matière animale, phosphate de soude, 0,036 ; chlorures de sodium et de potassium, 0,801 ; phosphate de chaux, 0,017.

Sérosité des vésicatoires Brandes et Reimann, qui ont analysé cette sérosité, en ont retiré : eau, 93,99 ; albumine coagulable ayant quelque analogie avec la fibrine, 5,25 ; albumine plus soluble dans l'eau, 0,50 ; sels, 0,26.

DES HUMEURS DE L'OEIL.

Il y en a trois, savoir, 1° l'humeur aqueuse, placée entre la cornée transparente et la surface antérieure du cristallin ; 2° l'humeur vitrée, placée derrière le cristallin et remplissant la plus grande partie du globe oculaire ; 3° le cristallin, espèce de lentille placée en avant du corps vitré. Elles sont toutes trois d'une limpidité parfaite.

Humeur aqueuse. Suivant M. Berzélius, l'humeur aqueuse du bœuf est formée sur 100 parties, de : 98,40 d'eau ; traces d'albumine ; 1,15 de chlorure de sodium avec un peu de matière extractiforme, et 0,75 de substance soluble seulement dans l'eau.

Humeur vitrée. Celle du bœuf est formée des mêmes principes que l'humeur aqueuse, mais dans des proportions un peu différentes (Berzélius). Elle contient : eau, 98,40 ; albumine, 0,16 ; chlorure de sodium avec matière extractive, 11,42 ; substance soluble dans l'eau, 0,02.

Cristallin. Il est composé, toujours d'après M. Berzélius, des substances suivantes : eau, 58,0 ; matière particulière, 35,9 ; extrait de viande acide, lactate de soude et chlorure de sodium, 2, 4 ; matière animale, seulement soluble dans l'eau, avec quelques traces de sels, 1,3 ; débris insolubles de la capsule cristalline, 2,4.

DES EAUX DE L'AMNIOS ET DE L'ALLANTOÏDE.

Ces liquides n'ont encore été examinés que chez la femme, la jument et la vache.

Eau de l'amnios. L'eau dans laquelle nage le fœtus humain est un peu laiteuse, douce, d'une odeur agréable et fade et d'une saveur légèrement salée ; son poids spécifique est de 1,005 ; elle mousse par l'agitation ; la potasse, l'alcool, l'infusion de noix de galle et l'azotate d'argent la précipitent ; les acides augmentent sa transparence. — Elle est formée, suivant Vauquelin et Buniva, d'une grande quantité d'eau tenant en solution un peu d'albumine, de la soude, du chlorure de sodium, du phosphate de chaux, du carbonate de chaux et de la matière caséïforme : c'est cette dernière qui lui donne un aspect laiteux. — Suivant M. Berzélius, l'eau de l'amnios de la femme contiendrait de l'acide fluorhydrique.

D'après M. Lassaigne, l'eau de l'amnios de la vache est formée d'eau, d'albumine, de mucus, d'une matière jaune analogue à celle de la bile, de soude, de chlorures de sodium et de potassium et de phosphate de chaux ; c'est à la précipitation d'une portion de mucus et de matière jaune qu'il faut attribuer la substance visqueuse qui recouvre tout le corps du veau au moment du part. — L'eau de l'amnios de la jument a fourni au même chimiste de l'albumine, une petite quantité d'osmazôme, du mucus, de chlorure de sodium, du chlorure de potassium, de la soude et du phosphate de chaux.

Eau de l'allantoïde. Celle de la vache est formée, d'après M. Lassaigne, d'eau qui contient en solution de l'albumine, une assez grande quantité d'osmazôme, une matière mucilagineuse azotée, un acide particulier (*acide allantoïque*), du lactate de soude, du chlorhydrate d'ammoniaque, du chlorure de sodium, du sulfate et du phosphate de soude, des phosphates de chaux et de magnésie. — Celle de la jument contient de l'albumine, de l'osmazôme, de l'acide lactique, une matière animale mucilagineuse, des chlorures de sodium et de potassium, du sulfate de potasse, des phosphates de chaux et de magnésie.

§ III. — *Des liqueurs acides.*

Ces liqueurs, au nombre de quatre, sont : le suc gastrique, l'humeur de la transpiration, l'urine et le lait ; les trois premières sont plus acides que la dernière.

DU SUC GASTRIQUE.

On a donné ce nom à un liquide sécrété par l'estomac, et auquel les physiologistes ont attribué la vertu de dissoudre les aliments et de contribuer à la séparation du chyle. Il a été l'objet d'un

grand nombre de recherches.—Ce fluide peut être obtenu par trois procédés qui ont été indiqués par Spallanzani : le premier consiste à tuer un animal après l'avoir fait jeûner; le second à faire avaler à des animaux des éponges attachées à une ficelle, à les retirer au bout de quelque temps et à les exprimer ; le troisième consiste à déterminer le vomissement chez des personnes à jeûn. Il est facile de voir qu'aucun de ces procédés ne peut fournir le suc gastrique pur, et que ce fluide doit constamment être mêlé à de la salive et à des mucosités provenant de la bouche, de l'œsophage et de l'estomac.

Le suc gastrique, supposé aussi pur que possible, est trouble, incolore, inodore; il rougit légèrement la teinture de tournesol; soumis à l'action de la chaleur, il fournit environ deux centièmes de son poids d'un résidu jaunâtre, dont la saveur est salée et piquante. — L'acidité du suc gastrique est constante lorsqu'il est pur; si ce suc a été quelquefois trouvé neutre, c'est parce qu'étant sécrété en petite quantité, lorsque l'estomac est à jeun, il est mêlé à de la salive alcaline que l'on avale continuellement, et qu'il est, dans ce cas, neutralisé par elle (Donné).

Les chimistes ne sont pas d'accord sur la nature de l'acide du suc gastrique ; M. Chevreul, ainsi que MM. Leuret et Lassaigne, ont annoncé que l'acidité du suc gastrique du chien était due à la présence de l'acide lactique (acide acétique impur). M. Prout croit avoir reconnu que chez l'homme, les lapins, les chiens, les lièvres, les chevaux et les veaux, cette acidité était due à l'acide chlorhydrique ; enfin MM. Tiedemann et Gmelin ont à peu près concilié ces deux opinions et ont annoncé qu'ils avaient rencontré dans le suc gastrique les acides chlorhydrique et acétique.

Composition. D'après MM. Leuret et Lassaigne, le suc gastrique des chiens, des canards, des crapauds et des lézards est composé de 98 parties d'eau et de 2 parties d'acide lactique, de chlorhydrate d'ammoniaque, de chlorure de sodium, de matière animale soluble dans l'eau, de mucus et de phosphate de chaux. — M. Chevreul, qui a analysé le suc gastrique du chien, a obtenu des résultats à peu près analogues.

DE L'HUMEUR DE LA TRANSPIRATION.

Cette humeur, séparée du sang par la peau, se dégage tantôt d'une manière insensible et à l'état de vapeur, tantôt sous forme de gouttelettes qui apparaissent sur la peau et prennent le nom de *sueur*.

La sueur est un liquide incolore, mais qui tache cependant les tissus qu'elle imprègne ; son odeur est variable et plus ou moins forte ; elle rougit d'une manière très-manifeste le papier de tournesol ; cependant, d'après M. Donné, la sueur qui est recueillie sous les aisselles, autour des parties génitales et entre les orteils, jouit de propriétés alcalines.

La sueur est formée, d'après M. Thénard, de beaucoup d'eau, d'une petite quantité d'acide acétique, de chlorures de sodium et de potassium, d'une très-petite quantité de phosphate terreux, d'une trace d'oxyde de fer et d'une quantité inappréciable de matière animale. — M. Berzélius l'a regardée d'abord comme de l'eau tenant en dissolution des chlorures de sodium et de potassium, de l'acide lactique, du lactate de soude et un peu de matière animale. Depuis, il y a admis l'existence du chlorhydrate d'ammoniaque, d'une très-petite quantité de matières animales, solubles dans l'alcool et d'une substance analogue à l'extrait alcoolique de viande.

D'après John, la sueur des parties génitales de la femme contient une substance volatile et odorante, identique à celle du *chenopodium vulvaria.*

Indépendamment des substances qui entrent manifestement dans la composition de la sueur, ce liquide contient, dans chaque espèce d'animal, un principe volatil et odorant dont la nature est inconnue, et qui donne aux animaux l'odeur qui les caractérise ; ce principe, suivant M. Barruel aîné, serait semblable à celui que l'on peut dégager du sang par l'acide sulfurique.

DE L'URINE.

L'urine est un liquide sécrété par les reins et dont la composition varie suivant les animaux qui la fournissent.

Urine humaine. Elle a été l'objet des recherches d'une foule de chimistes. Cette liqueur, rendue dans l'état de santé, est transparente, d'une couleur qui varie du jaune clair à l'orangé foncé; son odeur est connue de tout le monde ; certains aliments en changent la nature : c'est ainsi que les asperges la rendent fétide, tandis que les substances rési-

neuses la rendent analogue à celle de la violette. Sa saveur est salée et un peu âcre, sa pesanteur spécifique varie entre 1,005 et 1,030. — Ces diverses propriétés sont d'autant plus prononcées que l'urine est plus chargée des principes qui la caractérisent : on doit prendre pour type celle qui est rendue le matin après le sommeil et qui a été privée pendant la nuit, par l'absorption des parois de la vessie, d'une grande partie de son principe aqueux. L'urine que l'on rend immédiatement après un repas est presque dépourvue de couleur, de saveur et d'odeur : ce n'est en un mot que de l'eau contenant en dissolution une petite quantité de sels. Les anciens médecins qui avaient remarqué cette différence dans les propriétés de ce fluide, avaient donné le nom *d'urine crue* ou *de boisson* à celle qui était peu concentrée, et celui *d'urine cuite*, ou *urine de sang* à celle qui était très-chargée.

L'urine récemment sortie de la vessie rougit le papier de tournesol; elle laisse quelquefois déposer en peu de temps un sédiment jaunâtre qui adhère fortement aux parois du vase et qui est constamment formé d'acide urique pur ou uni à la soude et à l'ammoniaque; elle laisse aussi déposer assez souvent des flocons de mucus. — Abandonnée à l'air pendant quelques jours, elle acquiert une odeur très-fétide par suite de la décomposition des matières animales qu'elle contient; il se forme en même temps de l'ammoniaque qui rend l'urine alcaline et précipite les phosphates terreux qui étaient tenus en dissolution dans ce fluide par les acides libres qu'il contenait. C'est au dégagement de l'excès d'ammoniaque qu'est dû ce gaz qui irrite si fortement les yeux en été dans les latrines mal fermées.

Soumise à l'action de la chaleur, l'urine présente des phénomènes analogues à ceux qui accompagnent sa décomposition spontanée. En effet, sous l'influence d'une élévation de température assez forte pour faire bouillir ce liquide, l'urée se décompose en fournissant des produits ammoniacaux qui saturent les acides libres et font subir des modifications aux phosphates. — Lorsqu'on laisse refroidir l'urine suffisamment concentrée par l'évaporation, elle laisse déposer des cristaux colorés que l'on appelait autrefois *sels fusibles*, *sels natifs*, *sels microscomiques de l'urine*. Ces cristaux sont formés par le mélange de la plupart des sels solubles de l'urine; ce liquide peut en fournir une nouvelle quantité lorsque la concentration est poussée plus loin et qu'on le laisse refroidir de nouveau; l'urine se trouve ainsi transformée en un sirop épais qui contient beaucoup d'urée; lorsqu'on évapore celui-ci à siccité, il laisse un résidu qui, par sa calcination, fournit beaucoup de carbonate d'ammoniaque et laisse un charbon difficile à incinérer.

Composition. D'après M. Berzélius, 1,000 parties d'urine contiennent : eau 933,00; urée 30,10; sulfate de potasse 3,71; sulfate de soude 3,16; phosphate de soude 2,94; chlorure de sodium 4,45; phosphate d'ammoniaque 1,65; chlorhydrate d'ammoniaque 1,50; acide lactique libre, acétate d'ammoniaque, matière animale soluble dans l'alcool, matière animale insoluble dans l'alcool et combinée à un peu d'urée, ensemble 17,14; phosphate de chaux et phosphate de magnésie 1,00; acide urique 1,00; mucus de la vessie 0,32; silice 0,03. — Suivant le même chimiste, l'acidité de l'urine est due à l'acide lactique. — Vauquelin, Proust et John l'attribuent à l'acide phosphorique; selon M. Thénard, elle est due à de l'acide acétique.

D'après Proust l'urine contiendrait, en outre du soufre, de l'acide carbonique, de la résine et une substance noire particulière; on obtiendrait la résine en versant de l'acide sulfurique sur l'extrait d'urine, et la substance noire, en lavant à grande eau la résine qui se trouve ainsi emportée sous forme de poussière. Selon M. Thénard, cette matière résineuse ne fait pas partie de l'urine, mais se forme sous l'influence de l'acide sulfurique.

Lorsqu'on connaît la composition de l'urine, il est facile de concevoir les effets qu'y produisent les différents agents chimiques. — L'eau s'y mêle en toutes proportions. — L'alcool ajouté en quantité suffisante la trouble et en précipite le mucus, l'acide urique, les phosphates terreux, les sulfates de potasse et de soude, etc. — Les solutions de potasse, soude et ammoniaque saturent l'acide libre et précipitent les phosphates terreux qui étaient tenus en solution par cet acide; lorsque ces alcalis sont employés en excès, ils décomposent les sels ammoniacaux de l'urine et en dégagent une odeur très-prononcée d'ammoniaque. — Les solutions de baryte, de strontiane et de chaux opèrent un effet ana-

logue et précipitent de plus l'acide phosphorique des phosphates de l'urine ; la baryte et la strontiane précipitent en outre l'acide sulfurique des sulfates qui sont dissous dans ce liquide; aussi le précipité formé par ces derniers réactifs est-il beaucoup plus abondant que celui qui est produit par les premiers alcalis. — Les acides minéraux n'occasionnent aucun effet instantané dans l'urine ; mais au bout de quelque temps ils en séparent de l'acide urique qui cristallise en aiguilles prismatiques sur les parois du vase. D'après le docteur Proust, cet effet serait dû à la décomposition, par les acides, de l'urate d'ammoniaque qui, selon lui, fait partie de l'urine fraîche. — L'acide oxalique et l'oxalate d'ammoniaque agissent sur l'urine en s'emparant de la chaux combinée à l'acide phosphorique, et donnant naissance à un oxolate insoluble qui se précipite. — L'azotate d'argent et l'azotate de protoxyde de mercure versés dans l'urine décomposent les chlorures solubles qu'elle contient et produisent des précipités blancs de chlorure d'argent et de proto-chlorure de mercure. Enfin, l'infusion de noix de galle précipite la petite quantité de mucus qui est contenue dans l'urine.

Variétés de l'urine humaine. L'urine subit dans les diverses maladies des modifications dont l'analyse n'a pas encore bien rendu compte pour tous les cas,

1° *Dans les fièvres intermitteutes*, la quantité et la nature de l'urine varient rapidement pendant la durée d'un accès. — Pendant le premier stade, la transpiration étant supprimée, la sécrétion urinaire devient plus active et les urines sont limpides et peu colorées. — Elles deviennent plus chargées, moins abondantes, troubles, alcalines et un peu albumineuses pendant le deuxième stade, qui est caractérisé par l'augmentation de la chaleur du corps. — Enfin, dans le troisième stade, la sueur étant abondante, les urines cessent de couler, mais elles redeviennent acides et reprennent l'état normal.

Les *crises* des fièvres continues sont souvent caractérisées par l'apparition d'un sédiment qui se dépose aussitôt que les urines sont refroidies.

2° *Dans les fièvres dites nerveuses*, l'urine donne souvent lieu à un dépôt rose foncé formé d'acide rosacique et d'acide urique.

3° *Dans les fièvres dites putrides*, l'urine contient de l'ammoniaque qui la rend fortement alcaline et lui donne la propriété de verdir le sirop de violettes; cet alcali provient de la décomposition de l'urée dans la vessie même.

4° *Dans l'ictère*, l'urine est d'un jaune-orangé et contient une partie des éléments de la bile.

5° *Dans l'hydropisie générale*, l'urine est albumineuse; l'existence de l'albumine dans ce liquide est surtout évidente chez les individus atteints de *l'affection granuleuse des reins.*

6° *Dans le rachitis*, l'urine, d'après Chaptal, Fourcroy, etc., etc., contient une forte proportion de phosphate de chaux.

7° *Dans la goutte*, l'urine, suivant Berthollet, perd une partie de son acidité au commencement de l'accès, cesse d'être acide pendant le paroxysme et reprend son état ordinaire après la cessation de l'accès; ce liquide contient une plus grande proportion d'acide urique et de phosphate de chaux que l'urine normale.

8° *Dans l'hystérie*, l'urine est claire, abondante, renferme peu d'urée et contient beaucoup de chlorhydrate d'ammoniaque et de chlorure de sodium.

9° *Dans la syphilis traitée par les préparations mercurielles*, l'urine, d'après M. Cantu, contient du mercure : 60 livres de ce liquide ont fourni 20 grains de mercure métallique

10° *Dans le diabétès sucré* l'urine subit une modification remarquable; elle renferme une grande quantité d'une matière sucrée analogue au sucre de raisin : un grand nombre de chimistes ont annoncé que ce liquide ne contenait pas sensiblement d'urée ni d'acide urique, qu'elle rougissait à peine le papier de tournesol et que les phosphates et les sulfates en disparaissaient complètement. — Des travaux plus récents dus à M. Barruel, et à M. Chevreul semblent au contraire établir que, dans le diabétès sucré, l'urine contient de l'urée et tous les autres matériaux de ce liquide, plus du sucre.

11° *Dans le diabétès non sucré*, l'urine ne contient que des sels et une très-petite quantité de sucre et d'urée.

12° *Urine bleue.* L'urine acquiert quelquefois une couleur bleue dans le cours de certaine maladies aiguës; selon M. Julia-Fontanelle qui a analysé deux échantillons d'urine ainsi colorée, et fournie par deux individus atteints d'une affection aiguë de la vessie, cette colora-

tion serait due au *bleu de Prusse*. — M. Mojon et M. Cantin ont également annoncé avoir retiré du bleu de Prusse : le premier d'une urine bleue, rendue par une jeune fille qui, depuis trois semaines, prenait tous les jours 6 grains de protoxyde de fer ; le second d'une urine bleue évacuée par un enfant de huit ans, atteint de douleurs épigastriques, et qui n'était soumis à aucun traitement. — M. Braconnot a contesté l'existence du bleu de Prusse dans les urines des individus qui n'ont pas fait usage de préparations ferrugineuses; selon ce chimiste, cette coloration est due à une matière animale particulière, formée d'hydrogène, de carbone, d'azote et d'oxygène, susceptible d'être extraite par la simple filtration de l'urine et à laquelle il a donné le nom de *cyanourine*. Les urines privées de cette substance par la filtration contenaient encore une matière d'un noir très-foncé, que M. Braconnot a désignée sous le nom de *mélanourine*, et à laquelle ce chimiste attribue la propriété de colorer certaines urines en noir.

M. Marcet a parlé de l'urine d'un enfant, dont la couleur était noire comme de l'encre, ou devenait telle par l'addition d'un alcali. En y versant quelques gouttes d'un acide, on y produisait un dépôt d'une matière noire à laquelle Prout a proposé de donner le nom d'*acide mélanique* ; peut-être bien ce prétendu acide n'était-il que la mélanourine de M. Braconnot.

13° *Urine laiteuse*. Dans certaines circonstances, l'urine a été trouvée blanche comme du lait et contenant une matière analogue au caséum ; Wurzer, M. Cabal et M. Hervez de Chégoin ont observé chacun un fait analogue.

14° *Urine modifiée par les aliments ou les médicaments*. Les asperges rendent l'urine fétide; les substances résineuses lui donnent une odeur de violettes ; le camphre lui communique une odeur camphrée ; l'azotate de fer, le cyanure jaune de potassium et de fer, et une multitude d'autres substances salines, ingérées dans l'estomac, se retrouvent bientôt dans l'urine. — Wohler a remarqué que les sels végétaux à base de potasse et de soude se détruisaient et donnaient naissance à des carbonates qui rendaient les urines alcalines.

Variétés de l'urine chez les animaux. Les urines de lion, de tigre, de léopard, de hyène, de panthère, de chat, de cochon, de cheval, d'âne, de vache, de quelques autres animaux herbivores, de quelques oiseaux et de quelques reptiles, sont les seules sur la composition desquelles on possède quelques notions.

1° *Urine des animaux carnivores*. Elle contient la plupart des principes de l'urine humaine ; Vauquelin, qui a analysé celle du lion et du tigre, n'en a pas retiré d'acide urique. Suivant Hieronymi, cet acide existerait dans l'urine de ces deux animaux, ainsi que dans celle de léopard, de hyène et de panthère ; celle des trois premiers contiendrait sur 100 : eau, 84,600 ; urée, osmazôme, acide lactique, 13,220 ; acide urique, 0 022 ; mucus vésical, 0,510 ; sulfate de potasse, 0,122 ; chlorhydrate d'ammoniaque et chlorure de sodium, 0,116 ; phosphates de chaux et de magnésie, et carbonate de chaux provenant de la décomposition du lactate de chaux par le feu, 0,176 ; phosphates de potasse et de soude, 0,802 ; phosphate d'ammoniaque, 0,102 ; lactate de potasse, 0,330. — D'après Gièse, l'urine de chat contient de l'acide benzoïque.

2° *Urine du cochon domestique*. D'après M. Lassaigne, elle contient de l'eau, de l'urée, du sulfate de soude, du sulfate de potasse, du chlorure de potassium, du chlorhydrate d'ammoniaque, et une trace de sulfate et de carbonate de chaux.

3° *Urine des animaux herbivores*. Chez la plupart de ces animaux, l'urine est dépourvue de phosphates ; cependant celle de la vache et celle de l'âne en contiennent ; chez tous, elle est alcaline et dépourvue d'acide urique, qui, chez quelques-uns d'entre eux (vache, chameau, castor, cheval, etc.), est remplacé par de l'acide benzoïque (hippurique) ou des benzoates. — Un fait bien remarquable, observé depuis long-temps par M. Magendie, sur les chiens, confirmé par les analyses de M. Chevreul, consiste dans la modification qu'éprouvent les urines des carnivores lorsqu'on les soumet exclusivement à un régime végétal ; elles finissent par n'offrir aucune trace d'acide urique ni de phosphates, et par se rapprocher entièrement de la nature de l'urine des herbivores.

4° *Urine des oiseaux*. Elle est presque entièrement formée d'acide urique en partie combiné à l'ammoniaque ; la proportion de cet acide est d'autant plus considérable que ces animaux se nourrissent d'aliments plus azotés. (Wollaston.) Cette urine ne contient ni phos-

phate acide, ni acide lactique, ni benzoates, ni carbonates, et ne paraît point contenir d'urée.

5° *Urine des reptiles.* Chez les serpents, elle est de consistance butyreuse lorsqu'elle vient d'être évacuée; elle se concrète à l'air; l'acide urique en forme la plus grande partie. — Celle des lézards présente une composition analogue. — D'après John Davy, l'urine du crocodile contient, outre l'acide urique, du carbonate et du phosphate de chaux; celle de la grenouille-taureau (*rana taurina*) et celle du crapaud brun (*bufo fuscus*) est transparente, insipide, d'une odeur fade, et contient une grande quantité d'urée, du chlorure de sodium, et un peu de phosphate de chaux.

DU LAIT.

Ce liquide est sécrété par les glandes mammaires des femelles des animaux mammifères, et destiné à la nourriture des nouveau-nés. — Il est généralement blanc, opaque, doué d'une odeur faible et d'une saveur douce et sucrée. Sa densité est toujours plus considérable que celle de l'eau; il rougit le papier de tournesol, et contient toujours, entre autres principes, de l'eau, du caséum, une matière grasse connue sous le nom de beurre, du sucre de lait et un acide libre. — Le lait de vache est celui dont les propriétés sont le mieux connues.

Lait de vache. Ce lait, abandonné à lui-même à la température ordinaire, dans un vase ouvert, se sépare peu à peu en deux couches distinctes : l'une supérieure, onctueuse, d'un blanc jaunâtre, opaque, d'une saveur agréable, formée d'une grande quantité de matière butyreuse, de sérum, et d'un peu de caséum : c'est la crème; l'autre inférieure, plus fluide, d'un blanc bleuâtre : c'est le lait en partie privé de matière grasse; si, après avoir abandonné la crème, on abandonne encore le lait à l'air, il ne tarde pas à s'aigrir, à prendre une odeur acide et à se séparer en deux parties, savoir : en grumeaux dépourvus d'onctuosité et formés en grande partie par le caséum, et en un liquide jaune-verdâtre, transparent, doué d'une saveur douce et de la propriété de rougir légèrement la teinture de tournesol : c'est le sérum ou petit-lait. — Le lait qui a été abandonné à l'air pendant plusieurs jours peut fournir, par la distillation, une assez grande quantité d'acide acétique. — En le faisant chauffer tous les jours un peu, on s'oppose à sa coagulation et à sa décomposition; M. Gay-Lussac est parvenu, à l'aide de ce moyen, à conserver du lait pendant plusieurs mois. — MM. Grimaud et Gallais ont indiqué un moyen de conserver pendant long-temps les principes du lait sans altération : ce moyen consiste à agiter ce liquide par un courant d'air froid qui lui enlève la plus grande partie de sa matière aqueuse; on obtient de cette manière un produit solide auquel on a donné le nom de *lactoline*, et qu'il suffit de mêler avec 9 fois son poids d'eau pour régénérer le lait.

L'eau se mêle au lait en toutes proportions; l'alcool, versé en grande quantité de ce liquide, le coagule en s'emparant de l'eau qui tenait la matière caséeuse en suspension.

Tous les acides coagulent le lait à la température ordinaire, en s'emparant du caséum et en formant avec lui un composé insoluble; une légère chaleur favorise beaucoup cette réaction; quelques gouttes d'un acide puissant suffisent pour en coaguler un litre. On met cette propriété des acides à profit pour la préparation du petit-lait. La coagulation du lait par les acides rend compte de la coagulation spontanée de ce liquide; en effet, le lait abandonné à l'air se décompose et fournit, entre autres produits, de l'acide acétique, qui, en s'unissant au caséum, provoque sa coagulation; aussi peut-on s'opposer à ce résultat en ajoutant, au lait qui commence à aigrir, une petite quantité de solution de potasse ou de soude destinée à neutraliser l'acide qui se développe. — La potasse, la soude et l'ammoniaque jouissent même de la propriété de dissoudre le coagulum formé par les acides, et de rendre au lait la fluidité et l'homogénéité que ceux-ci lui avaient fait perdre.

La plupart des sels neutres très-solubles coagulent le lait à l'aide d'une légère chaleur. — Les sels d'étain sont immédiatement décomposés par ce liquide; il se forme un précipité caillebotté qui contient tout l'oxyde d'étain, et qui est tout-à-fait sans action sur l'économie. M. Orfila a prouvé, par des expériences faites sur les animaux, que le lait était le meilleur contre-poison des dissolutions d'étain.

Lorsqu'on expose le lait frais à l'action de la chaleur, il se forme bientôt à sa surface une pellicule, qui est principalement composée de matière caséeuse; si

l'on enlève cette pellicule, elle est rapidement remplacée par une autre; c'est cette pellicule qui, en s'opposant à la vaporisation de la matière aqueuse, occasionne le boursoufflement du lait que l'on veut faire bouillir.

Composition. Suivant M. Berzélius, 1000 parties de lait écrémé, d'une pesanteur spécifique de 1,0348 à + 15°, contiennent : eau, 928,75 ; caséum avec quelques traces de beurre, 26.00 ; sucre de lait, 35,00 ; chlorure de potassium, 1,70 ; phosphate de potasse, 0,25 ; acide lactique, lactate de potasse et de soude, 6,00 ; phosphate de chaux, magnésie, chaux qui avait été combinée à la matière caséeuse, traces d'oxyde de fer, 2,30. — D'après le même chimiste, 100 parties de crême, d'une pesanteur spécifique de 1,0244, sont formées de : beurre, 4,5 ; fromage, 3,5 ; petit-lait, 92,0 ; dans ces $\frac{92}{100}$ de petit lait, il y a 4,4 de sucre de lait et de sels.—Les sels que l'on trouve dans le lait sont : des lactates de potasse, de soude, de chaux et de magnésie, des chlorures de potassium et de sodium, tous solubles dans l'alcool à 0,033 ; du sulfate de potasse, des phosphates de potasse et de soude, seulement solubles dans l'eau ; des phosphates de chaux et de magnésie, et des traces de phosphate de fer, insolubles dans l'eau et dans l'alcool.

M. Lassaigne, qui a analysé le lait de vache avant et après le part, a reconnu : 1° que 40 jours avant le part, le lait est alcalin, très-chargé d'albumine, et qu'il ne renferme ni caséum, ni sucre de lait, ni acide lactique ; 2° que la composition de ce liquide ne varie pas pendant les 30 jours qui suivent ; 3° que 10 jours avant le part, le lait devient doux et légèrement sucré, qu'il présente alors des traces d'acidité, et qu'il contient tous les éléments du lait, plus une certaine proportion d'albumine; 4° que, 4 ou 6 jours après la parturition, le lait a acquis toutes les propriétés qui le caractérisent pendant la durée de l'allaitement. (*Ann. de chim. et de phys.*, janvier 1832.) — C'est à la présence de l'albumine dans le lait des vaches qui viennent de mettre bas, qu'est due la propriété que possède ce liquide de se coaguler lorsqu'on le chauffe, et de ne pouvoir servir aux usages ordinaires ; il porte alors le nom de *colostrum*.

Usages domestiques du lait de vache. Ce liquide, employé comme aliment, fournit le petit lait, le fromage, la crème, le beurre, le sucre de lait, et sert à la préparation d'une foule de substances alimentaires. — On l'emploie aussi dans plusieurs cas d'empoisonnement.

DU PETIT LAIT. On prépare le petit lait en versant dans le lait écrémé, bouillant, du vinaigre dans la proportion d'une cuillerée par pinte de lait ; le caséum se coagule aussitôt sous forme de gros flocons que l'on sépare en passant le liquide à travers une étamine ou un tamis de crin un peu serré. On ajoute alors à ce liquide un blanc d'œuf préalablement délayé dans un demi-verre d'eau ; on remet le tout sur le feu et on le fait bouillir rapidement : l'albumine se coagule et entraîne les portions de caséum qui troublaient la transparence du petit-lait ; on achève de clarifier celui-ci en le filtrant à travers un filtre de papier Joseph.

Ainsi préparé, le petit-lait est un liquide jaune verdâtre, très-limpide, doué d'une saveur douce et sucrée ; il renferme tous les principes solubles du lait.

DU FROMAGE. Le fromage se prépare en ajoutant au lait non écrémé un peu de *présure*, c'est-à-dire un peu de lait caillé contenu dans la caillette des veaux ; le lait ne tarde pas à se coaguler ; on le verse trois heures après dans des moules placés sur des clayettes en paille qui laissent filtrer le petit-lait et retiennent la portion coagulée : celle-ci ne tarde pas à se prendre en masse. — Considéré dans l'état frais, le fromage n'est autre chose que du caséum mêlé de beurre et d'un peu de sérum ; mais, lorsqu'il est préparé depuis long-temps, le caséum est en partie décomposé et transformé en produits nouveaux qui sont l'aposépédine, le caséate d'ammoniaque, l'acétate et le carbonate de la même base, etc. On dit alors que le fromage est *fait*. Pour l'amener en pareil état, on a soin de faire égoutter le fromage, puis de le saler sur ses deux faces et de l'abandonner à l'air, en le retournant tous les deux jours.

Du lait de femme. Il contient plus de sucre de lait, plus de crème et moins de caséum que celui de la vache ; il est par conséquent plus doux et plus sucré. Le caséum de ce liquide est plus mou et moins facilement coagulable par les acides que celui qui est contenu dans le lait de vache. Sa composition n'est pas toujours la même ; elle varie suivant la durée du temps qui s'est passé depuis l'accouchement, et suivant aussi la nourriture et l'état de santé des nourrices.

Lait de chèvre. Il a beaucoup d'ana-

logie avec celui de la vache ; mais il contient plus de beurre et un peu d'acide hircique qui le rend légèrement odorant. — Il sert à la préparation d'excellents fromages.

Lait de brebis. Il donne plus de crème que celui de vache ; mais le beurre et le caséum qu'il fournit sont plus mous.

Lait d'ânesse. Il a beaucoup d'analogie avec celui de la femme ; il en a la consistance, l'odeur et la saveur ; mais il renferme un peu moins de crème et un peu plus de matière caséeuse. Le beurre ne se sépare de cette crème qu'avec difficulté, et qu'à la suite d'une longue agitation. — D'après M. Péligot, en nourrissant les ânesses avec des carottes, le principe colorant de celles-ci passe dans le lait ; le chlorure et l'iodure de sodium, pris avec les aliments, y passent aussi ; mais il n'en est pas de même des sulfates solubles et des préparations mercurielles.

Lait de jument. Ce liquide a une consistance qui paraît tenir le milieu entre le lait de femme et celui de vache : la crème qu'il contient ne fournit point de beurre ; le caséum et le sucre de lait y sont plus abondants, et ce dernier y est plus mou que dans celui de la vache. Les acides le coagulent avec facilité. — On prétend que c'est avec le lait de jument que les Tartares préparent une liqueur fermentée, qu'ils désignent sous le nom de *koumis* ; ils y ajoutent sans doute une matière sucrée fermentescible, car ce lait ne contient aucun principe susceptible d'éprouver la fermentation spiritueuse.

SECTION V.

Des parties animales, molles et solides.

DE LA MATIÈRE NERVEUSE.

Cette matière est une pulpe en partie blanche, en partie grise, qui forme la presque totalité du cerveau, du cervelet, de la moelle épinière et des cordons nerveux ; cette pulpe se putréfie très-rapidement ; desséchée, elle devient cassante ; distillée, elle laisse pour résidu un charbon très-difficile à incinérer.

La matière cérébrale de l'homme a été analysée par plusieurs chimistes. Vauquelin en a retiré, sur 100 parties : eau, 80,00 ; matière grasse blanche, 4,53 ; matière grasse rouge, 0,70 ; osmazôme, 1,12 ; albumine, 7,00 ; phosphore combiné aux matières grasses, 1,50 ; soufre, phosphates de potasse, de chaux et de magnésie, 5,15. — M. John a obtenu des résultats à peu près analogues. — Les recherches plus récentes de M. Couerbe ont amené ce chimiste à reconnaître dans le cerveau l'existence de plusieurs principes immédiats qui sont : la cholestérine, la cérébrote, la céphalote, l'eléencéphol et la stéaroconote (page 449). Ces quatre derniers forment, par leur réunion, les matières grasses de Vauquelin et contiennent du soufre et du phosphore au nombre de leurs éléments. — M. Couerbe a encore établi que la quantité du soufre et du phosphore qui entre dans la composition des matières grasses, s'élève de $\frac{2}{100}$ à $\frac{5}{200}$ chez les individus bien portants, tandis que chez les idiots ces matières ne donnent que 1 à 1,5 pour 100 de ces éléments ; au contraire, chez les aliénés, les matières grasses contiennent jusqu'à 3 et même 4, ou 4,5 pour 100 de phosphore. La cholestérine, qui se trouve abondamment dans le cerveau de l'homme, peut servir à le distinguer de celui des cétacés, qui n'en contient pas et qui renferme, au contraire de la cétine. (*Ann. de chim. et de phys.* Juin 1834). — Tous ces résultats ont besoin d'être confirmés par de nouvelles recherches ; M. Lassaigue a déjà remarqué, en analysant le cerveau de deux aliénés, que chez ces individus la cérébrote ne contenait pas plus de phosphore que celle que l'on extrait des cerveaux sains.

C'est la présence du phosphore dans le cerveau qui rend cette matière si difficile à incinérer : en effet, le phosphore se transforme en acide phosphorique qui recouvre les molécules combustibles et les préserve de l'action de l'air.

Le cervelet de l'homme est formé, d'après Vauquelin, des mêmes principes que le cerveau.

La moelle épinière contient plus de matière grasse, moins d'albumine, d'osmazôme et d'eau que la substance du cerveau (Vauquelin).

Nerfs. Ils contiennent moins de matière grasse et plus d'albumine que la substance du cerveau ; ils contiennent en outre une petite quantité de graisse ordinaire. Lorsqu'on les met dans l'eau bouillante, ils blanchissent, deviennent opaques et se gonflent sans se dissoudre ; cependant, l'eau dans laquelle on les a fait bouillir, fournit, par son évapora-

tion, une petite quantité de gélatine qui provient du tissu cellulaire qui entre dans la composition des cordons nerveux.

DE LA PEAU.

La peau est formée de trois parties, savoir : l'épiderme, le tissu réticulaire et le derme.

ÉPIDERME. — L'épiderme forme, à la surface extérieure de la peau, une couche mince, sèche, transparente, que l'on sépare facilement du reste de la peau par la macération dans l'eau chaude. Cette substance est insoluble dans l'eau et dans l'alcool, peu soluble dans les acides sulfurique et chlorhydrique étendus, et très soluble dans les alcalis; soumise à la distillation, elle donne beaucoup de carbonate d'ammoniaque. — Vauquelin regarde l'épiderme comme du mucus durci; suivant Hatchett, il a beaucoup de rapport avec l'albumine coagulée.

TISSU RÉTICULAIRE. — Il est placé entre l'épiderme et le derme; c'est dans ce tissu que se trouve déposée la matière colorante de la peau des nègres.

DERME. — C'est lui qui forme la couche la plus profonde de la peau. C'est une membrane épaisse, dense, composée de fibres entrelacées. Lorsqu'on chauffe le derme dans une cornue, il se boursouffle, se décompose et donne tous les produits des matières azotées. Les alcalis et les acides affaiblis le ramollissent, le rendent demi-transparent et le dissolvent en partie; l'eau bouillante finit par le dissoudre et le transformer en gélatine; il est complètement insoluble dans l'alcool, l'éther et les huiles.

Suivant M. Thomson, le derme ne serait que de la gélatine modifiée.

DES TISSUS PILEUX ET CORNÉ.

Cheveux. — C'est aux travaux de Vauquelin que nous devons presque tout ce que nous savons sur les cheveux.

Les cheveux sont inaltérables à l'air. Lorsqu'on les distille, ils se décomposent en fournissant tous les produits des matières azotées. L'eau bouillante ne les altère pas; cependant on peut les dissoudre à l'aide du digesteur de Papin, pourvu toutefois que la température ne soit pas trop élevée, car alors le mucus qui en forme la plus grande partie se décomposerait; la solution faible de potasse exerce une action dissolvante sur les cheveux; lorsqu'on traite les cheveux noirs et les cheveux rouges par cet alcali, il se dégage du sulfhydrate d'ammoniaque qui provient sans doute d'un commencement de décomposition; on obtient avec les cheveux noirs un résidu noir formé d'huile, de fer et de soufre, et avec les cheveux rouges, un résidu composé d'huile, de soufre et d'une trace de fer. — Les acides sulfurique et chlorhydrique affaiblis dissolvent les cheveux en se colorant en rose; l'acide azotique les jaunit et finit par les décomposer entièrement, si l'on aide la réaction par une douce chaleur. — Le chlore les blanchit, puis les ramollit et les transforme en une substance pâteuse et transparente. — L'alcool bouillant dissout les matières huileuses qui entrent dans la composition des cheveux. — Enfin, les sels et les oxydes de plomb, de bismuth et de mercure, mis en contact avec les cheveux rouges, châtains et blancs, les noircissent ou leur communiquent une couleur brune très-foncée. — On profite de cette propriété pour préparer certains cosmétiques destinés à teindre les cheveux en noir. Le meilleur procédé, pour opérer cette transformation de couleur, consiste à mélanger intimement trois parties de litharge, trois parties de craie et deux parties de chaux vive, récemment éteinte; à pulvériser finement le tout, à délayer ce mélange dans une quantité d'eau assez grande pour donner à la masse la consistance d'une bouillie claire, et à se frotter la tête avec cette bouillie jusqu'à ce que tous les cheveux en soient bien imprégnés; on se recouvre ensuite la tête d'un papier brouillard, par-dessus lequel on met un serre-tête en toile cirée, puis un foulard. Au bout de 3 à 4 heures l'effet est produit; il ne s'agit plus alors que de se laver la tête avec du vinaigre étendu d'eau, afin d'enlever la chaux et l'oxyde de plomb, puis à se nettoyer les cheveux avec un jaune d'œuf (Orfila).

Il résulte des recherches analytiques de Vauquelin : 1° que les *cheveux noirs* contiennent une matière animale semblable au mucus, qui en forme la plus grande partie, une petite quantité d'huile blanche concrète, une autre huile d'un noir verdâtre, épaisse comme du bitume, du phosphate de chaux, du carbonate de chaux, de l'oxyde de manganèse, du fer oxydé ou sulfuré, de la silice et du soufre; — 2° que les *cheveux rouges* ne diffèrent des noirs qu'en ce qu'ils contiennent de l'huile rouge, au lieu d'huile

noire-verdâtre, et qu'ils renferment moins de fer et d'oxyde de manganèse; — 3° que les *cheveux blancs* renferment un peu de phosphate de magnésie, et contiennent les mêmes substances que les noirs et les rouges, moins l'huile colorée. — C'est à la présence du soufre qu'est due la propriété que possèdent les cheveux blancs, rouges, etc., de noircir quand on les met en contact avec un oxyde de plomb, ou tout autre oxyde dont le métal peut former un sulfure noir.

Poils, laine, matières cornées. — D'après Vauquelin, toutes les substances sont formées d'une grande quantité de matière muqueuse desséchée, et d'une petite quantité d'une huile qui leur donne leur souplesse et leur élasticité.

DES TISSUS CELLULAIRE, MEMBRANEUX ET FIBREUX BLANC.

Tous ces tissus se convertissent, en tout ou en partie, en gélatine lorsqu'on les soumet à l'action prolongée de l'eau bouillante. — On sait peu de chose sur leur composition chimique. — D'après John, le *tissu cellulaire* est formé de gélatine, d'un peu de fibrine, de phosphate de chaux et de phosphate de soude. — Les *membranes séreuses* paraissent composées des mêmes éléments; selon M. Lassaigne les *fausses membranes* de la plèvre seraient composées d'albumine et de fibrine; M. Donné les considère comme de l'albumine modifiée par un acide qui se forme sous l'influence du travail inflammatoire. — La composition des *membranes muqueuses* est à peu près inconnue. — D'après Fourcroy, les *tendons* et les *aponévroses* de l'homme et des animaux mammifères sont composés de beaucoup de gélatine, d'un peu de phosphate de chaux et de chlorures de sodium et de potassium. — Enfin, suivant M. Thomson, les *ligaments articulaires* contiennent de la gélatine, ainsi qu'une grande quantité d'une substance qui a de l'analogie avec l'albumine coagulée.

DES MATIÈRES GRASSES ANIMALES.

A. DES GRAISSES. — Les graisses existent abondamment dans le règne animal; elles se trouvent généralement contenues dans les petites cellules d'un tissu que l'on a désigné sous le nom de *tissu adipeux*, et qui est très-abondant sous la peau, près des reins, dans l'épiploon, à la base du cœur, à la surface des muscles, des intestins, etc. — Leur consistance, leur couleur et leur odeur varient suivant les animaux qui les fournissent; elles sont généralement fluides chez les cétacés, molles et douées d'une odeur forte chez les carnivores, solides et inodores chez les ruminants; elles sont aussi plus fermes sous la peau et aux environs des reins que dans le voisinage des organes mobiles.

Préparation. On sépare mécaniquement le tissu adipeux des parties qui lui sont étrangères, puis, on le coupe en morceaux que l'on soumet à l'action d'une chaleur modérée; la graisse fond et se sépare des cellules qui la contenaient; on termine l'opération en passant la graisse fondue à travers une toile.

Composition. Les graisses animales sont formées de plusieurs corps gras qui sont ordinairement : la stéarine, l'oléine et la margarine; quelques-unes d'entre elles contiennent de l'hircine, de la phocénine ou de la butyrine. — Les recherches microscopiques de M. Raspail ont établi que la graisse est composée de granules enfermés dans un tissu membraneux, et que chaque granule est lui-même formé d'une substance grasse, soluble dans l'alcool bouillant, et d'un tégument qui est insoluble dans ce liquide; mais qui se déchire à la température de l'ébullition. Il y a donc, sous le rapport de l'analyse microscopique, une grande analogie entre la graisse et l'amidon.

Propriétés. Toutes les graisses entrent en fusion au-dessous de + 100°; lorsqu'on les chauffe fortement au contact de l'air, elles répandent des fumées blanches et piquantes, prennent une couleur foncée et finissent par s'enflammer. — Quand on les chauffe dans un appareil distillatoire, on obtient des produits qui varient suivant la température et l'époque de l'opération. D'après MM. Bussy et Lecanu, ces produits sont, d'abord : de l'eau, des gaz hydrogène carboné, oxyde de carbone et acide carbonique, des acides acétique, margarique, oléique et sébacique, une huile volatile odorante, une huile empyreumatique plus fixe que la précédente, une matière particulière volatile, très-odorante, non acide et soluble dans l'eau. Lorsque la distillation est un peu plus avancée, on obtient une matière huileuse, non saponifiable par la potasse, peu soluble dans l'alcool, susceptible de brûler à l'air comme les huiles essentielles, et contenant

un peu d'acide acétique. Enfin, sur la fin de l'opération, il passe dans le récipient une petite quantité d'une matière solide d'un rouge orangé, transparente, sans odeur, sans saveur, d'une cassure analogue à celle de la cire, fusible au-dessous de + 100°, et très-soluble dans l'éther. Il reste dans la cornue une très-petite quantité d'un charbon spongieux, facile à incinérer.

Les graisses se rancissent, se colorent et acquièrent de l'odeur, lorsqu'on les abandonne à l'air pendant quelque temps. — L'alcool bouillant les dissout en partie, et laisse déposer, en refroidissant, un mélange de stéarine, de margarine et d'une petite quantité d'oléine ; la solution alcoolique froide retient la plus grande partie de l'oléine et un peu de stéarine. — Les acides sulfurique et azotique bouillants décomposent les graisses, et les convertissent en partie en acides oléique et margarique. — Lorsqu'on fait chauffer les graisses de bœuf, de mouton ou de porc avec les alcalis et plusieurs oxydes métalliques, il y a décomposition des matières grasses et formation d'un savon qui, d'après M. Lecanu, contient les acides stéarique et oléique unis à l'oxyde employé. M. Chevreul admettait, dans ce savon, la présence de l'acide margarique ; il se forme en même temps de la glycérine qui reste en solution dans l'eau que l'on ajoute au mélange.

Examinons maintenant en particulier les graisses qui nous intéressent le plus, et auxquelles on peut appliquer les considérations générales qui précèdent.

1° *Graisse de mouton* (*suif de mouton*). Elle est incolore, inodore lorsqu'elle est fraîche, douée d'une consistance ferme, soluble dans 44 fois son poids d'alcool bouillant à 0, 821, susceptible d'être transformée par les acides et les alcalis en une substance analogue à la cire, et en une huile très-soluble dans l'alcool. Les alcalis la transforment en savon : 100 parties de graisse fournissent 95,1 de matière savoneuse et 4,9 de matière soluble.

2° *Graisse de bœuf* (*suif de bœuf*). Elle est d'un jaune pâle et légèrement odorante ; 100 p. d'alcool bouillant à 0,821 en dissolvent 2,52 (la 39e partie de son poids) ; les alcalis la saponifient, et donnent naissance, sur 100 parties de graisse, à 95 parties de matière savoneuse et 5 parties de matière soluble.

3° *Graisse de porc* (*axonge, saindoux*). Elle est molle, incolore, presque inodore, douée d'une saveur fade, fusible à + 27° ; 100 parties d'alcool bouillant à 0,816 en dissolvent 2,80 ; les alcalis la saponifient ; 100 p. de cette graisse forment 94,7 de matière savoneuse et 5,3 de matière soluble. — Elle est employée comme aliment ; elle sert aussi dans la corroyerie, la hongroyerie l'éclairage, la préparation de pommades cosmétiques et de plusieurs composés pharmaceutiques.

4° *Graisse d'oie*. Elle est un peu jaunâtre, et douée d'une odeur agréable ; elle est aussi fusible que la graisse de porc.

5° *Graisse humaine*. Cette graisse paraît différer un peu, par sa composition, de celles qui viennent d'être examinées ; en effet, d'après M. Chevreul, elle est formée d'oléine et d'une stéarine particulière, qui ne fournit point d'acide stéarique quand on la saponifie. — La graisse humaine, purifiée par la fusion, est jaunâtre et inodore, son degré de fusibilité varie suivant le point du corps dont on l'a extrait, et dépend de la proportion relative de l'oléine et de la stéarine qu'elle contient. Cent parties d'alcool bouillant à 0,821 de densité, en disssolvent 2,40. La saponification de cette graisse donne, pour résultat, sur 100 parties, 95 p. de matière savoneuse et 5 p. de matière soluble.

B. DU BEURRE. Cette substance ne se trouve que dans le lait ; on l'en extrait par le procédé suivant : — On abandonne, pendant quelque temps, le lait dans des terrines ; lorsque la plus grande partie de la crème s'est rassemblée à la surface, on enlève celle-ci, et on l'agite fortement, soit à l'aide d'un long bâton, pourvu à son extrémité d'un disque en bois que l'on fait mouvoir de haut en bas dans l'intérieur d'un vase particulier désigné sous le nom de *baratte*, soit au moyen d'un tonneau dont l'axe est mobile, et pourvu d'ailes destinées à frapper la crème lorsqu'on imprime à cet axe un mouvement de rotation. Lorsque la crème a été agitée pendant un temps suffisant, les molécules de beurre se sont réunies et forment des masses distinctes qui nagent dans un liquide blanc qui porte le nom de *lait de beurre*, et qui est formé de petit lait tenant en suspension un peu de caséum et une petite quantité de matière butyreuse. — On sépare le beurre du liquide dans lequel il nage, et on le lave à grande eau, en le malaxant jusqu'à ce qu'il ne blanchisse plus ce liquide. Quelque précaution que

l'on prenne dans cette dernière opération, le beurre retient toujours une petite quantité de petit-lait et de caséum, qui lui donnent la propriété de rancir très-promptement en été. On peut le débarrasser de ces matières en faisant fondre le beurre à une température de + 60° à + 66°, le maintenant en fusion jusqu'à ce que le lait de beurre, qui est plus pesant, se soit précipité au fond de la masse liquide ; puis décantant le beurre en fusion, et le laissant refroidir : ainsi préparé, il se conserve pendant long-temps.

Propriétés. Le beurre est d'une consistance molle à la température ordinaire ; sa couleur varie du blanc au jaune ; son odeur est légèrement aromatique ; sa pesanteur spécifique est moindre que celle de l'eau ; il entre en fusion à une température peu élevée. L'air l'altère assez rapidement, surtout en été ; on peut s'opposer à cette altération, non-seulement par la fusion, mais encore en le salant. Les alcalis le saponifient et le transforment en glycérine et en acides margarique, oléique, butyrique, caprique et caproïque.

Composition. Le beurre est composé de margarine, d'oléine, de butyrine, d'une petite quantité d'acide butyrique qui lui donne l'odeur qui lui est propre, et d'un peu de principe colorant. M. Lecanu suppose que cette substance grasse contient encore un principe non isolé, qui, dans l'acte de la saponification, donne naissance aux acides caprique et caproïque.

C. DES HUILES ANIMALES. Il y en a quatre principales, savoir : l'huile de pied de bœuf, l'huile de poisson commune, l'huile de marsouin et l'huile de dauphin.

1° *Huile de pied de bœuf.* On l'obtient en faisant bouillir dans l'eau, jusqu'à cuisson complète, des pieds de bœuf séparés de leurs sabots cornés ; l'huile vient se rassembler à la surface de l'eau et peut en être séparée par décantation. — Cette graisse est liquide, jaunâtre, inodore ; elle ne s'épaissit et ne se fige qu'avec difficulté ; c'est pourquoi on la recherche pour graisser les rouages des mécaniques.

2° *Huile de poisson commune.* On la retire de plusieurs poissons de mer et surtout des cétacés ; pour l'avoir pure, on la fait fondre, on la coule ensuite à travers une toile, puis on l'abandonne dans des tonneaux où elle laisse déposer, par le refroidissement, une matière blanche concrète dont on la sépare par décantation. — Elle est composée de stéarine, d'oléine, d'un principe odorant et d'un principe colorant. — Elle sert à l'éclairage et à la fabrication du savon vert.

3° *Huile de marsouin* (*Delphinus phocœna*). On l'obtient en faisant chauffer au bain-marie la panne de marsouin mise dans l'eau ; l'huile vient bientôt se rassembler à la surface. Elle est jaunâtre et douée d'une odeur analogue à celle des sardines fraîches. — Elle est formée de phocénine, d'une substance analogue à l'oléine, d'acide phocénique, d'un principe colorant orangé et d'un principe odorant.

4° *Huile de dauphin* (*Delphinus globiceps*). On l'extrait, à la chaleur du bain-marie, du tissu qui la contient. — Elle est légèrement colorée en jaune-citron et douée d'une odeur de poisson ; sa densité à + 20° est de 0,9178. — Lorsqu'on l'expose à une température de — 3°, on la réduit en une substance cristallisée, brillante, et en une huile liquide à quelques degrés au-dessus de 0°.

D. DU BLANC DE BALEINE. Cette substance existe dans le tissu cellulaire qui est placé entre les membranes du cerveau de plusieurs espèces de cachalots ; on la retire surtout du *Physeter macrocephalus*. — Le blanc de baleine est naturellement mêlé à une huile liquide dont on le sépare en grande partie par la pression et par des lavages avec une lessive alcaline. Ainsi purifié, il est solide, blanc, doux au toucher, cassant, fusible à + 44°. Cent parties d'alcool bouillant en dissolvent 7 parties et abandonnent des lames cristallines en refroidissant. — Le blanc de baleine est formé, d'après M. Chevreul, d'une grande quantité de céline, d'un peu de matière huileuse qui reste fluide à + 18°, et d'un principe particulier jaunâtre.

E. DE LA CIRE. La cire est une sorte d'huile fixe, concrète, très-répandue dans la nature, et appartenant aussi bien au règne végétal qu'au règne animal ; on la trouve dans la fécule verte de plusieurs plantes, et particulièrement du chou, dans le pollen de toutes les fleurs, à la surface de l'enveloppe des prunes et de plusieurs autres fruits, dans l'espèce de vernis qui recouvre la face supérieure des feuilles de beaucoup d'arbres, etc., etc. — Beaucoup de naturalistes ont pensé que les abeilles ne formaient pas la cire qui sert à la construc-

tion de leurs alvéoles, mais qu'elles ne faisaient que la recueillir; cependant une expérience de M. Huber tend à démontrer le contraire; en effet, ce naturaliste, après avoir nourri pendant long-temps des abeilles avec du miel, en les empêchant de butiner sur les fleurs, observa que ces insectes continuaient à fournir de la cire et à construire des gâteaux.

La cire d'abeilles se prépare en plongeant dans l'eau bouillante des sacs qui contiennent les gâteaux séparés du miel par la pression. La cire fond, se sépare du couvain, vient à la surface de l'eau, où elle se fige lorsque le liquide se refroidit; on la prive de sa couleur jaune en la coupant en lames minces que l'on expose à la rosée ou à l'action du chlore.

Propriétés. La cire est solide, blanche, cassante, sans saveur, presque sans odeur, d'une pesanteur spécifique de 0,966; elle entre en fusion à + 68°; elle est insoluble dans l'eau, soluble dans les huiles grasses et les huiles essentielles, en partie soluble dans l'alcool et l'éther bouillants.

Composition. La cire est formée de cérine et de myricine dans des proportions qui paraissent varier; analysée en masse, elle fournit, d'après MM. Gay-Lussac et Thénard, 81,784 de carbone, 12,672 d'hydrogène, et 5,544 d'oxygène. — La cire sert à l'éclairage, à la préparation du cérat, des injections anatomiques, etc.

DU TISSU GLANDULEUX.

Glandes ou *ganglions lymphatiques.* Fourcroy, qui en fait l'analyse, les a trouvées composées d'une matière fibreuse tout-à-fait insoluble, d'un peu de gélatine soluble dans l'eau bouillante, de chlorures de sodium et de potassium, et d'un peu de phosphate de chaux.

Foie de bœuf. D'après M. Braconnot, la composition de cette glande a beaucoup d'analogie avec celle du cerveau; ce chimiste a retiré, sur 100 parties de foie : 18,94 de tissu vasculaire et de membranes, et 81,06 de parenchyme; 100 parties de ce parenchyme contiennent : 64 d'eau, 20,19 d'albumine desséchée; 6,07 d'une matière un peu azotée, soluble dans l'eau et peu soluble dans l'alcool; 3,89 d'huile phosphorée soluble dans l'alcool et analogue à celle du cerveau; 0,64 de chlorure de potassium sans aucun indice de sel marin; 0,47 de phosphate de chaux ferrugineux; 0,10 de sel acidulé, insoluble dans l'alcool et formé d'un acide combustible uni à la potasse; d'un peu de sang.

Foie humain. MM. Fromherz et Gugert, qui ont analysé le foie d'un jeune supplicié, en ont retiré une grande quantité d'albumine, de l'osmazôme, de l'acide résino-picromélique, de la stéarine, de l'oléine, des acides stéarique et oléique libres, de la fibrine, du chlorure de potassium, des phosphates de potasse et de chaux, du carbonate de chaux et un atôme d'oxyde de fer; 100 parties de ce foie renfermaient 61,79 d'eau.

Corps thyroïde. John a fait l'analyse d'un corps thyroïde d'une personne scrofuleuse; il en a retiré une substance qui, par l'ébullition, a fourni beaucoup de mucus animal caséeux, une matière grasse solide, particulière, un peu d'albumine, du chlorhydrate d'ammoniaque, du phosphate de chaux, des traces d'oxyde de fer qui paraissait uni à l'acide phosphorique, une très-petite quantité de carbonate de chaux, un peu de soude et de l'eau.

DU TISSU MUSCULAIRE.

Les muscles forment ce que l'on désigne sous le nom de CHAIR dans le langage vulgaire; considérés sous le rapport anatomique, ils sont formés d'une fibre particulière qui a beaucoup d'analogie avec la fibrine, et à laquelle se trouvent mêlés des vaisseaux sanguins et lymphatiques, des tendons, des aponévroses, des nerfs, du tissu cellulaire, de la graisse, etc. — Lorsqu'on met les muscles macérer dans de l'eau froide, ce liquide dissout l'albumine et la matière colorante du sang, une matière extractive, des sels et un acide qui fait partie de la chair musculaire, et que M. Berzélius considère comme de l'acide lactique. — L'eau bouillante coagule l'albumine; celle-ci se trouve toujours colorée par un peu de matière colorante du sang, et forme l'*écume* qui vient se rassembler à la surface du liquide au commencement de l'ébullition; l'eau bouillante opère encore la fusion de la graisse des muscles, et convertit en gélatine une partie des tissus aponévrotiques, fibreux et tendineux; elle dissout aussi une matière extractive qui a été considérée pendant long-temps comme un principe particulier sous le nom d'*osmazôme*, et qui paraît être le produit des réactions qui s'opèrent pendant la cuisson. Cette matière contient de l'acide lactique, du lactate de soude, des

substances azotées et une substance particulière à laquelle M. Chevreul a donné le nom de *créatine*. (*Voyez* page 444.)— Le résidu de l'action de l'eau bouillante sur les muscles est composé de matière fibrineuse mêlée à la portion insoluble des tissus cellulaire et tendineux, et imprégnée de graisse, de matière extractive et de sels.

M. Chevreul a observé qu'en faisant cuire la chair musculaire dans un appareil distillatoire avec une suffisante quantité d'eau distillée, il se volatilisait pendant la coction : 1° de l'ammoniaque ; 2° un produit sulfuré qui noircit une lame d'argent plongée dans le ballon ; 3° un principe doué de l'odeur prédominante de la viande, et qui se fixe sur la lame d'argent ; 4° un principe odorant ambré qui a de l'analogie avec les acides hircique et butyrique ; 5° des traces d'un acide volatil qui a de l'analogie avec l'acide acétique. Si à l'eau distillée on substitue, dans cette opération, de l'eau contenant $\frac{1}{125}$ de son poids de chlorure de sodium, on obtient un bouillon plus sapide et plus odorant. La viande durcit beaucoup lorsqu'on la fait cuire dans une solution concentrée de sel marin, ou dans de l'eau de puits chargée de sulfate et de carbonate de chaux. — On peut obtenir des produits différents en changeant le mode de préparation du bouillon ; si l'on place la chair dans de l'eau froide, et que l'on élève lentement sa température jusqu'à l'ébullition, on obtient un bouillon aussi sapide que possible ; tandis que le bouillon est faible si l'on plonge immédiatement la viande dans l'eau distillée bouillante.

Lorsqu'on chauffe la chair musculaire sans eau, l'eau qu'elle contient naturellement s'évapore en entraînant avec elle une petite portion de matière animale, la surface de la chair se torrifie légèrement, et l'on obtient un *rôti* qui contient presque tous les principes de la viande et qui est très-nourrissant. Une température élevée décompose complètement la chair. Abandonnée à elle-même à l'air, la chair se décompose et éprouve ce que l'on nomme la *fermentation putride*.— L'acide sulfurique lui fait éprouver des altérations remarquables et donne naissance à différents produits dont le plus remarquable est la *Leucine*. (Voyez page 446.)

Composition. Les muscles sont composés d'eau, de gélatine, de fibrine, de graisse qui contient de l'oléine et de la stéarine ; de cérébrote, de créatine, d'acide lactique libre, de chlorures de sodium et de potassium, de chlorhydrate d'ammoniaque, de phosphates de soude, d'ammoniaque et de chaux, de sulfate de potasse, d'oxyde de fer, et, d'après quelques chimistes, de soude et d'oxyde de manganèse.

DES OS.

Les os doivent être considérés comme un tissu parenchymateux dans les cellules duquel se trouvent déposés une grande quantité de sous-phosphate de chaux, beaucoup moins de carbonate de chaux et une petite quantité d'autres substances inorganiques.

Propriétés. Les os sont solides, blancs, sans odeur, sans saveur, d'une texture lamelleuse, plus durs que toutes les autres parties de l'économie animale. Lorsqu'on les soumet à l'action du calorique dans une cornue, ils se décomposent à la manière des substances azotées, noircissent et perdent environ les $\frac{3}{7}$ de leur poids en devenant très-friables. Quand on les chauffe en contact avec l'air, ils noircissent d'abord comme en vase clos, puis ils s'enflamment et se transforment en une substance blanche qui se réduit en poussière lorsqu'on la presse entre les mains, et qui est formée de toutes les matières inorganiques qui entraient dans la composition de l'os ; les anciens chimistes la désignaient sous le nom de *Terre des os*. — Abandonnée à eux-mêmes à l'air libre ou dans la terre, les os finissent par s'exfolier et tomber en poussière. — Traités par l'eau bouillante sous la pression ordinaire, une petite portion de leur matière organique se trouve dissoute et transformée en gélatine. Chauffés dans la marmite de Papin, la matière organique se résout complètement en gélatine, et les os deviennent aussi friables que par la calcination.

Mis en contact avec les acides azotique et chlorhydrique faibles, les phosphates de chaux et de magnésie et le carbonate de chaux sont dissous, et les os, tout en conservant leur forme, deviennent demi-transparents et flexibles comme du jonc ; ils ne sont plus alors composés que de la matière organique, qui peut être presque entièrement transformée en gélatine dans le digesteur de Papin.

Composition. La proportion des principes constituants des os est variable sur les animaux et dans chaque espèce, suivant l'âge de l'individu. Chez les très-

jeunes sujets la matière organique est prépondérante ; chez ceux qui sont avancés en âge, c'est au contraire la matière inorganique qui domine. — Suivant Fourcoy et Vauquelin, les os du bœuf adulte sont composés, sur 100 parties, de 50 de parenchyme, 37 de phosphate de chaux, 10 de carbonate de chaux, 1,3 de phosphate de magnésie, traces d'alumine, de silice, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse. — M. Berzélius a annoncé que le fluure de calcium faisait partie des os de l'homme et du bœuf ; voici les résultats des analyses de ce chimiste ;

	os d'homme.	os de bœuf.
Cartilage complètement soluble dans l'eau.....	32 17	33 30
Vaisseaux....................	1 13	
Sous-phosphate de chaux avec un peu de fluure de calcium............	53 4	57 35
Carbonate de chaux.....	11 30	3 85
Phosphate de magnésie.	1 16	2 5
Soude avec très-peu de sel marin...............	1 20	3 45
	100 00	100 00

On voit, par les résultats qui précèdent, que M. Berzélius ne fait pas mention des oxydes de fer et de manganèse, de la silice et de l'alumine dont Fourcroy et Vauquelin ont démontré la présence dans les os.

Analyse. On commence par calciner les os jusqu'à ce qu'ils deviennent blancs et qu'ils ne fassent plus effervescence avec les acides ; en pesant les os avant et après l'expérience, on observe une différence de poids qui est due à la destruction de la matière organique et au dégagement de l'acide carbonique ; en retranchant de cette perte le poids de cet acide précédemment uni à la chaux, on obtient la proportion du parenchyme animal des os.

On met ensuite les os calcinés en contact, à la température ordinaire, avec l'acide acétique faible, qui ne dissout que la chaux qui était unie à l'acide carbonique ; en filtrant la dissolution, lavant le résidu et versant de l'oxalate d'ammoniaque dans les liqueurs réunies, on précipite toute la chaux à l'état d'oxalate, et, du poids de ce sel convenablement desséché, on conclut celui du carbonate de chaux des os, et par suite celui de l'acide carbonique.

Les os calcinés et déjà traités par l'acide acétique sont mis en contact avec l'acide chlorhydrique faible qui dissout le sous-phosphate de chaux en le faisant passer à l'état de phosphate acide ; on filtre ensuite la dissolution et on y verse un excès d'ammoniaque qui sature l'acide chlorhydrique et précipite le sous-phosphate de chaux dans l'état de saturation où il est dans les os. Il ne s'agit plus que de le recueillir, de le laver, le dessécher et le peser pour en connaître la proportion.

Si l'on veut connaître la proportion du phosphate de magnésie, il faut d'abord traiter les os calcinés par l'acide azotique, puis saturer la dissolution par l'ammoniaque sans la troubler, et précipiter l'acide phosphorique par l'acétate de plomb ; on filtre ensuite la liqueur que l'on débarrasse de l'excès de plomb par un courant de gaz acide sulfhydrique ; on filtre de nouveau, on sature la liqueur avec de l'ammoniaque et on en précipite la chaux par l'oxalate d'ammoniaque ; on filtre la liqueur pour la troisième fois, on l'évapore à siccité et on calcine le résidu dans un creuset de platine ; ce qui reste après cette calcination est la magnésie mêlée aux traces d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse que les os peuvent contenir et qui peuvent se reconnaître par les réactifs ordinaires ; le poids de la magnésie fait aisément connaître celui du phosphate magnésien.

Les *os de poisson* paraissent presqu'entièrement formés de mucus concret analogue à celui qui entre dans la composition des cheveux. — Les *os de sèche* sont formés, d'après Mérat et Guillot, de : 8 de gélatine, 68 de carbonate de chaux, eau et perte 24. Suivant Karsten, ils contiennent une petite quantité de phosphate de chaux.

M. de Barros a publié, dans le numéro de juin 1828, du *Journal de Chimie médicale*, les résultats d'expériences analytiques qui viennent confirmer une partie des détails qui précèdent. Suivant ce chimiste, la matière organique des os des poissons et des animaux amphibies se rapproche beaucoup du mucus par ses propriétés, et les os des animaux qui se nourrissent exclusivement de végétaux contiennent une plus forte proportion de carbonate de chaux que les os des carnassiers.

Usages. Les os servent à l'extraction du phosphore, à la préparation des coupelles, de certains trochisques, des sels ammoniacaux, du noir d'os et de la géla-

tine. — M. D'Arcet, qui est parvenu à extraire 30 pour 100 de gélatine pure des os, a cherché à démontrer les grands avantages que l'on pouvait obtenir de l'emploi de cette gélatine dans la préparation du bouillon ; une commission, composée de membres de la faculté de médecine de Paris, a été chargée de faire sur cet intéressant sujet des expériences à l'hospice de Clinique interne de la faculté ; ces expériences ont été continuées pendant trois mois, et leur résultat a été consigné dans un rapport qui a été inséré dans le tome XCII des *Ann. de Chim.* « Il est reconnu, disent les rapporteurs, que, terme moyen, 100 kilogrammes de viande contiennent 80 kilogrammes de chair et de graisse, et 20 kilogrammes d'os ; 100 kilogrammes de viande font dans nos ménages 400 bouillons d'un demi-litre ; les os qui ont été jetés ou brûlés donneraient 30 centièmes de gélatine sèche ; conséquemment les 20 kilogrammes ci-dessus en fourniraient 6 kilogrammes avec lesquels on ferait 600 bouillons. Le nombre des bouillons produits par les os est donc à celui de la même viande comme 3 est à 2. — Cent livres de viande ne donnent que 50 livres de bouilli, et 100 livres de la même viande fournissent 67 livres de rôti : il y a donc près d'un cinquième à gagner en faisant usage du rôti. Cent livres de viande fournissent 50 livres de bouilli et 200 bouillons. — Cent livres de viande, dont 25 sont employées pour faire le bouillon avec 3 livres de gélatine des os, donneraient 200 bouillons et 12 livres $\frac{1}{2}$ de bouilli ; et les 75 livres restantes fourniraient 50 livres de rôti. On voit donc que, par ce moyen, on a une égale quantité de bouillon, de qualité supérieure, et 50 livres de rôti ; de plus, 12 livres $\frac{1}{2}$ de bouilli. »

« On a préparé le bouillon avec le quart de la viande que l'on emploie ordinairement ; on a remplacé par de la gélatine des os et des légumes les trois autres quarts qui ont été donnés en rôti ; les malades, les convalescents et même les gens de service, n'ont pas aperçu de différence entre ce bouillon et celui qu'on leur donnait précédemment ; ils ont été très-satisfaits d'avoir du rôti au lieu de bouilli. »

En mêlant la gélatine des os avec une certaine quantité de jus de viande et de racine, M. D'Arcet est aussi parvenu à préparer des tablettes de bouillon qui surpassaient en qualité tout ce que l'on avait connu jusqu'alors en ce genre.

M. le docteur Donné a contesté la plupart des avantages attribués à la gélatine des os pour la confection du bouillon.

DES DENTS.

Les dents sont des espèces d'os très-durs, dont la composition ne diffère pas beaucoup de celle des os proprement dits ; considérés sous le rapport anatomique, elles sont formées de deux substances, savoir : une matière osseuse (os dentaire) recouverte d'émail. Les substances minérales, qui donnent à ces organes la dureté qui leur est propre, sont disposées dans les cellules d'un parenchyme organique analogue à celui des os.

M. Berzélius, qui a fait séparément l'analyse de l'émail et de l'os dentaire de l'homme et du bœuf, a obtenu les résultats consignés dans le tableau suivant :

DÉSIGNATION des PRINCIPES CONSTITUANTS.	ÉMAIL d'homme.	ÉMAIL de bœuf.	OS DENTAIRE d'homme.	OS DENTAIRE de bœuf.
Cartilages et vaisseaux.................	»	»	28,0	31,00
Membranes brunes tenant à l'os dentaire, alcali et eau..............	2,0	3,5	»	»
Phosphate de chaux avec fluure de calcium.	88,5	85,0	64,3	63,15
Carbonate de chaux.................	8,0	7,1	5,3	1,38
Phosphate de magnésie.................	1,5	3,0	1,0	2,07
Soude.................	»	1,4	»	»
Soude avec un peu de sel marin..........	»	»	1,4	2,40
	100,0	100,0	100,0	100,00

Les résultats analytiques qui précèdent démontrent que dans l'émail la proportion des principes inorganiques l'emporte beaucoup sur celle de l'os dentaire. M. Berzélius admet dans les dents, comme dans les os, l'existence du fluure de calcium; Morichini a fait la découverte de ce principe en 1802 dans l'ivoire d'éléphant fossile; cette découverte a été constatée par Klaproth, Fourcroy et Vauquelin. Morichini admet aussi la présence du fluure de calcium dans les dents fraîches des animaux et surtout dans l'émail, tandis que Fourcroy, Vauquelin, Wollaston et Brande n'ont jamais pu retirer d'acide fluorhydrique de ces dents.

M. Lassaigne a cherché à déterminer les quantités relatives de la matière animale du phosphate de chaux et du carbonate de chaux dans les dents d'homme à différents âges; le tableau suivant indique les résultats qu'il a obtenus.

DÉSIGNATION des OBJETS ANALYSÉS.	MATIÈRE animale sur 100 p.	PHOSPHATE de chaux sur 100 p.	CARBONATE de chaux sur 100 p.
Dents d'un homme de quatre-vingt-un ans........	33	66	1
— d'adulte..............................	29	61	0
— d'un enfant de six ans..................	28,5	60	1,5
— d'un enfant de deux ans (1re dentition)......	23	67	10
— Id. (2e dentition)......	17,5	65	17,5
— de momie d'Egypte......................	29	55,5	15,5
Email des dents de l'homme..................	20	72	8
Cartilage gengival d'un enfant d'un jour.........	86,7	11,3	2
Pulpe dentaire d'un enfant d'un jour...........	77	23	0
Sac dentaire d'un enfant d'un jour.............	57	37	6
Osselets des dents..........................	40	38	21,5
Dents d'un enfant d'un jour...................	35	51	14

Le *tartre des dents* est composé, d'après M. Berzélius, de : phosphate de chaux, 79,0; mucus, 12,5; matière salivaire particulière, 1,0; substance animale soluble dans l'acide chlorhydrique, 7,5.

DES CARTILAGES.

On désigne sous le nom de cartilages des tissus solides, demi-transparents, faciles à couper, compressibles, élastiques, dont la composition chimique est peu connue et paraît variable. Soumis à l'action de l'eau bouillante, il est des cartilages qui se réduisent presque complètement en gélatine; tel est celui qui unit les côtes aux sternum dans la jeunesse; il en est qui sont inattaquables par l'eau bouillante : les cartilages du nez, des oreilles et de la trachée-artère sont dans ce cas; il en est enfin qui deviennent transparents dans l'eau bouillante et qui, par une ébullition prolongée, finissent par se dissoudre comme une sorte de mucus : tels sont les os cartilagineux des poissons chondroptérigiens.

Les cartilages ne contiennent généralement qu'une faible proportion de sels terreux; les cendres des os cartilagineux du requin (*squalus maximus*) sont formées, d'après M. Chevreul, des substances suivantes : sulfate et carbonate de soude, chlorure de sodium, sulfate de chaux, phosphates de chaux, de magnésie et de fer, quelques atômes de silice, d'alumine et de potasse.

SECTION VI.

Des calculs ou concrétions.

On donne le nom de *calculs* à des dépôts solides qui se forment dans différents points de l'économie animale.

DES CALCULS URINAIRES.

Les calculs urinaires, que l'on désigne dans le vulgaire sous le nom de *pierres*, se forment dans l'urine humaine et se déposent le plus souvent dans la vessie;

on en rencontre quelquefois, mais rarement, dans les reins, dans les uretères et même dans le canal de l'urètre.

Occupons-nous d'abord des calculs urinaires de l'homme.

Leur nombre et leur volume sont très-variables; il en est qui ne sont pas plus gros que la tête d'une épingle; d'autres sont assez gros pour distendre la vessie; ceux qui se développent dans la vessie ont ordinairement la forme d'un sphéroïde ou d'un ovoïde légèrement aplatis; ceux qui se déposent dans les reins où les uretères prennent la forme des parties qui les contiennent; leur densité, leur dureté et leur couleur sont aussi très-variables: il en est de blancs, de jaunes, de gris, de rougeâtres, de noirâtres, etc.; quelques-uns sont lisses et polis à leur surface; d'autres sont graveleux ou chargés de tubercules. — Ils sont généralement inodores, insipides, sans action sur la teinture de tournesol et formés de couches superposées.

Composition. Schéele considérait les calculs vésicaux comme formés d'acide lithique (acide urique). — Bergmann les croyait composés d'acide urique et de phosphate de chaux. — Les recherches de Wollaston, de Fourcroy, de Vauquelin et du docteur Marcet, ont démontré que plusieurs autres substances pouvaient entrer dans la composition des calculs urinaires: ces substances sont l'urate d'ammoniaque, le phosphate ammoniaco-magnésien, l'oxalate de chaux, la silice, l'oxyde cystique, l'oxyde xanthique, la fibrine, une matière animale particulière et une matière grasse. Ces différentes substances peuvent être distinguées par les caractères suivants:

1° *Acide urique.* Les calculs d'acide urique sont jaunâtres; lorsqu'on les scie ils donnent une poudre analogue à la sciure de bois; chauffés jusqu'au rouge, ils brûlent sans résidu. Ils sont insolubles dans l'eau et solubles dans un excès de potasse sans dégagement d'ammoniaque; cette dernière dissolution est précipitée en flocons blancs par les acides: ces flocons sont composés d'acide urique et apparaissent sous forme de paillettes brillantes lorsqu'on les recueille sur un filtre. L'acide azotique décompose les calculs d'acide urique; le produit de cette décomposition laisse un résidu rouge lorsqu'on l'évapore à siccité.

2° *Urate d'ammoniaque.* — Les calculs d'urate d'ammoniaque sont d'un gris cendré, insolubles dans l'eau et solubles dans les alcalis en dégageant une forte odeur d'ammoniaque; la dissolution alcaline se comporte comme celle d'acide urique.

3° *Phosphate de chaux.* — Cette substance est opaque et en masse non vitrifiable, insoluble dans les alcalis; elle ne dégage pas d'odeur ammoniacale pendant sa trituration avec la potasse; elle ne perd pas de son poids par la calcination; l'acide sulfurique la décompose avec dégagement de calorique et donne naissance à un magma de sulfate de chaux; elle est très-soluble dans les acides azotique et chlorhydrique qui font passer le phosphate de chaux à l'état de phosphate acide.

4° *Phosphate ammoniaco-magnésien.* Il est blanc, cristallin, demi-transparent, vitrifiable par la chaleur rouge, insoluble dans les alcalis; il laisse dégager de l'ammoniaque par sa trituration avec la potasse; il perd une partie de son poids lorsqu'on le calcine et se dissout facilement dans l'acide sulfurique.

5° *Oxalate de chaux.* Les calculs d'oxalate de chaux sont gris ou bruns foncés, disposés par couches ondulées et pourvus à leur surface de mamelons arrondis qui donnent au calcul de la ressemblance avec une mûre; de là, le nom de *calculs muraux* qui leur a été donné. Lorsqu'on les calcine ils sont décomposés comme tous les oxalates, et ils laissent pour résidu de la chaux ou du carbonate de chaux suivant la température et la durée de la calcination.

6° *Silice.* Dans les calculs, la silice a l'aspect de l'oxalate de chaux; mais on l'en distingue facilement, parce qu'elle ne perd presque rien par la calcination, et que le résidu, au lieu de se comporter comme la chaux avec les réactifs, offre au contraire les caractères de la silice; c'est-à-dire que ce résidu est insipide, insoluble dans les acides et vitrifiable par les alcalis.

7° *Oxyde cystique* ou *cystine.* Wollaston a donné le nom d'oxyde cystique à une substance qu'il a trouvée dans un calcul vésical humain, et qui a été rencontrée depuis par M. Marcet dans trois calculs rénaux, par M. Lassaigne dans un calcul vésical de chien, et par M. Stromeyer, dans l'urine et la gravelle d'un malade. — M. Thénard, ayant remarqué que cette substance se dissolvait également dans certains acides et dans les alcalis, a proposé de lui donner le nom de *cystine.* — Les calculs qui la con-

tiennent présentent une agglomération de cristaux confus, demi-transparents, jaunâtres, insipides, sans action sur la teinture de tournesol, et ayant à peu près l'aspect du phosphate ammoniaco-magnésien. — Lorsqu'on distille la cystine, elle fournit des produits ammoniacaux, et laisse un charbon spongieux ; elle est insoluble dans l'eau, l'alcool, les acides tartrique, citrique et acétique, et dans le bi-carbonate d'ammoniaque ; elle est soluble dans les acides azotique, sulfurique, phosphorique, oxalique et chlorhydrique, ainsi que dans les solutions alcalines et dans celles des bi-carbonates de potasse et de soude ; les dissolutions de la cystine dans les acides et dans les alcalis sont cristallisables; les premières sont précipitées par le carbonate d'ammoniaque, et les secondes le sont par les acides citrique et acétique. — D'après M. Lassaigne, la cystine est formée de : hydrogène, 12,8 ; carbone, 36,2; azote, 36,0 ; oxygène, 17,0.

8° *Oxyde xanthique.* (De ξανθοσ, jaune.) M. Marcet a donné ce nom à une substance qu'il a retirée d'un calcul urinaire, et dont la couleur, naturellement d'un jaune de cannelle, devient très-vive lorsqu'on verse un alcali sur le calcul en poudre. M. Laugier a également eu l'occasion de remarquer l'existence de cette matière dans un calcul. — L'oxyde xanthique est soluble dans l'eau, dans la potasse, l'ammoniaque et dans les solutions des carbonates alcalins ; il est moins soluble dans les acides. La solution aqueuse rougit la teinture de tournesol. Traité par l'acide azotique, il fournit un produit qui, évaporé à siccité, laisse un résidu d'un jaune citron brillant.

9° *Fibrine.* M. Marcet a fait l'analyse d'un calcul qu'il a nommé *fibrineux*, parce qu'il était composé d'une matière dont les propriétés étaient analogues à celles de la fibrine.

10° *Matière animale particulière.* Cette matière, qui n'a pas encore été isolée, existe dans presque tous les calculs et particulièrement dans ceux d'oxalate de chaux, qu'elle colore en brun.

11° *Matière grasse.* M. Chevalier et M. Ernest Barruel ont reconnu, dans plusieurs calculs, la présence d'une matière grasse, onctueuse, de couleur fauve, d'une odeur nauséabonde, et fusible entre + 50° et + 60°.

A toutes les substances que nous venons d'examiner, il faut ajouter l'*urate de soude*, qui, d'après M. Lindbergson, fait quelquefois partie des calculs urinaires.

Ces différentes substances existent quelquefois isolément dans les calculs ; mais dans beaucoup de cas, plusieurs d'entre elles sont réunies et se trouvent superposées sur un même calcul, de telle façon que la plus insoluble se trouve au centre. De ces associations diverses, il peut résulter douze espèces de calculs, d'après Fourcroy et Vauquelin, qui en ont analysé plus de 600 ; à ces douze espèces, il faut en ajouter trois qui ont été découvertes par Wollaston et par le docteur Marcet. Je vais faire connaître rapidement la composition de ces quinze espèces :

1re espèce : acide urique. Elle est très-commune, car elle formait environ un quart de la collection de Fourcroy et Vauquelin. — 2e espèce : urate d'ammoniaque ; rare. — 3e : oxalate de chaux ; elle formait environ un cinquième de la collection précitée. — 4e : cystine ; très-rare. — 5e : oxyde xantique ; n'a été trouvée que deux fois — 6e : calcul fibrineux ; cette espèce n'a été rencontrée qu'une fois. — 7e : acide urique et phosphates terreux en couches distinctes ; ces calculs formaient environ un douzième de la collection de Fourcroy et Vauquelin. — 8e : acide urique et phosphates terreux mêlés intimement ; environ un quinzième. — 9e : urate d'ammoniaque et phosphates terreux en couches distinctes ; environ un trentième. — 10e : urate d'ammoniaque et phosphates terreux mêlés intimement ; environ un quarantième. — 11e : phosphates terreux en couches fines ou mêlés intimement, environ un quinzième. — 12e : oxalate de chaux et acide urique en couches très-distinctes ; environ un trentième. — 13e : oxalate de chaux et phosphates terreux en couches distinctes ; environ un quinzième. — 14e : oxalate de chaux, acide urique ou urate d'ammoniaque et phosphates terreux ; environ un soixantième. — 15e : silice, acide urique, urate d'ammoniaque et phosphates terreux ; environ un trois-centième. — Le phosphate de chaux, le phosphate ammoniaco-magnésien et la silice n'ont pas encore été trouvés isolés dans les calculs urinaires de l'homme. Ce dernier principe a été rencontré une fois par M. Lassaigne, à l'état d'isolement, dans le canal de l'urètre d'un agneau.

Formation des calculs urinaires. Lorsqu'un corps étranger ou qu'une sub-

stance solide quelconque se trouve dans la vessie, ce corps attire à lui les principes les moins solubles de l'urine, de la même manière qu'un cristal attire les molécules salines, et il devient ainsi le noyau central d'un calcul; mais comment ce noyau peut-il se former spontanément? Il est facile de résoudre cette question pour l'acide urique et pour les phosphates : en effet, dans certaines circonstances, l'urine contient beaucoup plus d'acide urique qu'elle n'en peut dissoudre, il faut donc qu'une partie de cet acide se dépose dans les réservoirs urinaires sous forme d'un précipité qui peut s'agglomérer et former des espèces de graviers; ceux-ci peuvent être entraînés au-dehors (*gravelle*), ou bien rester dans la vessie et devenir les noyaux de calculs qui grossissent par l'addition constante de nouvelles couches. Quant au phosphate de chaux et au phosphate ammoniaco-magnésien, on sait qu'ils ne sont en dissolution dans l'urine qu'à la faveur de l'acide libre qui fait partie de ce liquide; or, que sous une influence morbide, les urines perdent leur acidité et deviennent alcalines, les phosphates terreux devront naturellement se précipiter et pourront contribuer à la formation de calculs. — Il n'est pas aussi facile de concevoir la formation des concrétions dont les principes ne se trouvent pas dans l'urine; de quelle source peuvent venir l'oxalate de chaux, la cystine? etc. On l'ignore : toutefois, comme ces substances sont insolubles dans l'urine, on conçoit que, lorsqu'elles s'y développent ou qu'elles s'y trouvent apportées, elles doivent se déposer immédiatement et attirer ensuite à elles les matières étrangères.— La matière animale qui fait partie d'un grand nombre de calculs paraît agir en liant toutes les parties de ces corps.

Je n'entrerai pas ici dans les détails du *traitement des calculs* urinaires; je me contenterai de dire qu'il ne faut avoir qu'une confiance très-restreinte dans la puissance thérapeutique des prétendus lithontriptiques qui ont été tour à tour préconisés. Parmi ces différents lithontriptiques ou dissolvants des calculs vésicaux, je citerai les pilules savonneuses, (mademoiselle Stéphens); la potasse ou la soude (Hartley); l'eau de chaux (Wilt); le carbonate de potasse (Mascagni): l'eau distillée, injectée dans la vessie, à la température de + 32° R. (J. Cloquet); la pile électrique (Prévost et Dumas); l'azotate de potasse et la pile électrique employés concomittamment (Donné); le bi-carbonate de soude, la magnésie, etc.

Calculs urinaires des animaux. Ceux du *cheval*, du *bœuf* et de la *vache*, sont généralement formés d'une grande quantité de carbonate de chaux, de matière animale et d'une petite quantité de carbonate de magnésie; ces calculs ont peu de consistance. On trouve fréquemment la vessie du cheval presque remplie d'un magma de carbonate calcaire non réuni en calculs.

D'après M. Lassaigne, les calculs vésicaux des *chiens* peuvent être rapportés aux cinq espèces suivantes : — 1° phosphate ammoniaco-magnésien et traces de phosphate de chaux (très-commune); — 2° phosphate ammoniaco-magnésien et phosphate de chaux en quantité variable (très-commune); — 3° urate d'ammoniaque mélangé de phosphate de chaux en quantité variable (peu commune); — 4° oxalate de chaux cristallisé, pur (rare); 5° oxyde cystique avec traces de phosphate de chaux (très-rare).

DES CALCULS BILIAIRES.

Les calculs biliaires se forment aux dépens des éléments de la bile, et se déposent dans les canaux hépatiques et plus souvent dans la vésicule biliaire.

Calculs biliaires de l'homme. M. Thénard, qui en a analysé plus de 300, a fait sur ces concrétions un travail complet. « Parmi ces 300, dont les uns ont eu pour siége la vésicule, d'autres les canaux chargés de verser la bile dans le duodénum, et d'autres le foie, un petit nombre était formé de lames blanches, brillantes et cristallines de cholestérine; beaucoup, formés de lames jaunes, contenaient depuis 88 jusqu'à 94 centièmes de cette substance, et de 12 à 6 de la matière qui les colorait; quelques-uns, verdis extérieurement par un peu de bile, étaient du reste jaunes dans l'intérieur et semblables aux précédents; plusieurs, recouverts, en grande partie au moins, d'une croûte brune-noirâtre dans laquelle on ne trouvait que peu de cholestérine, étaient intérieurement encore dans le même cas que ceux-ci; quelquefois c'était la matière noire qui était au centre et la matière jaune lamelleuse à la partie extérieure; deux ou trois enfin étaient, depuis le centre jusqu'à la circonférence, brun-noirs, sans aucun point brillant ou cristallin, et presque sans cholestérine. Il faut ajouter que dans

tous, excepté dans ceux qui étaient blancs, il y avait quelques traces de bile qu'on pouvait en séparer par l'eau. — Depuis que ces recherches ont été faites, M. Orfila, ayant eu occasion d'examiner différents calculs biliaires, en a trouvé un qui ne contenait point de cholestérine, et qui était formé d'une grande quantité de matière jaune et d'une petite quantité de picromel et de matière grasse de la bile. M. Caventou a aussi rencontré le picromel dans un calcul du poids de 12 à 13 décigrammes. Enfin, MM. Bally et Henry fils ont fait l'analyse d'un calcul qui était composé de 10,81 d'une matière animale analogue au mucus ou plutôt à l'albumine ; de 72,70 de carbonate de chaux ; de 13,51 de phosphate de chaux ; de traces de magnésie ; de 2,98 tant en oxyde de fer qu'en matière grasse, matière colorante verte de la bile et perte.»

Calculs biliaires du bœuf. Ils sont ordinairement assez gros, et ils existent presque toujours isolément dans la vésicule ; ceux que M. Thénard a examinés n'étaient composés que de grumeaux légèrement agglutinés et peu adhérents les uns aux autres ; tous étaient formés de matière jaune de la bile imprégnée d'une petite quantité de ce liquide. — M. Charlot, pharmacien-vétérinaire, ayant eu l'occasion d'analyser plusieurs de ces calculs, dit qu'ils sont jaunes de la circonférence au centre, et qu'ils sont formés, en quantité variable, d'acide margarique, de mucus animal, d'une matière colorante jaune, de chaux et de magnésie. M. Charlot cite un calcul qui pesait 15 onces avant d'être desséché et 9 onces après sa dessiccation.

Les calculs biliaires des autres animaux n'ont pas été analysés, à l'exception, toutefois, d'un calcul de *truie*, que M. Lassaigne a trouvé composé, sur 100 parties, de : cholestérine, 6,0 ; résine incolore, 44,95 ; bile, 3,60 ; matière animale et résine verte altérée, 45,0.

DES CONCRÉTIONS INTESTINALES.

Calculs du canal digestif des animaux. On donne le nom générique de *bézoards* aux concrétions qui se développent parfois dans le tube intestinal de certains animaux. Fourcroy et Vauquelin, qui en ont analysé un grand nombre, en reconnaissent sept espèces. — La 1re espèce est en couches concentriques faciles à séparer ; elle est composée de matière animale et de phosphate acide de chaux. — La 2e est en couches transparentes, jaunâtres, formées de phosphate de magnésie. — La 3e, très-commune chez les chevaux, est cristallisée en rayons divergents ; elle est composée de phosphate ammoniaco-magnésien. — La 4e ne paraît être autre chose que des grumeaux de matière jaune de la bile, adhérents les uns aux autres. — La 5e est formée de couches lisses, polies, douces au toucher et très-cassantes ; elle est décomposable par le feu fusible, très-combustible et analogue aux substances résineuses ; c'est à cette espèce qu'il faut rapporter les *bézoards orientaux* fournis par l'antilope des Indes et la chèvre sauvage, et les *bézoards occidentaux*, extraits du chamois, de la vigogne, etc. Ces concrétions jouissaient autrefois, dans l'art de guérir, d'une vogue qui est justement tombée aujourd'hui. — La 6e est très-légère, formée de couches concentriques, et contient évidemment des débris du *boletus ignarius*, quelquefois recouverts d'une couche de phosphate ammoniaco-magnésien. — La 7e est composée de poils que quelques animaux avalent et qui s'agglutinent ; on la désigne sous le nom d'*égagropile*.

Calculs du canal digestif de l'homme. Il se développe parfois dans le canal digestif de l'homme des concrétions dont la formation paraît dépendre de circonstances tout-à-fait accidentelles. — Brande a eu occasion d'en observer plusieurs chez un individu qui faisait par goût un usage journalier de magnésie ; elles étaient formées de carbonate de magnésie lié avec du mucus. Les docteurs Marcet et Wollaston en ont vu quelques-unes de nature caséeuse. — En Écosse, pays où la basse classe mange du pain d'avoine, on trouve assez fréquemment des concrétions en couches concentriques et alternatives, formées, d'une part, d'un mélange de phosphate de chaux et de phosphate ammoniaco-magnésien, et d'autre part d'une substance veloutée, compacte et brunâtre, provenant des petites arêtes situées à l'une des extrémités de la semence de l'avoine. — M. Robert a analysé de petites concrétions qui lui ont semblé formées de mucus. — M. Braconnot en a vu plusieurs qui avaient été rendues par une fille de 36 ans, et qui étaient composées d'une matière analogue à du bois. — M. Lassaigne en a rencontré qui étaient formées, sur 100 parties, de : stéarine, oléine et acide particulier, 74 ; matière fibrineuse, 21 ; phos-

phate de chaux et sel marin 5. — Enfin, M. Dublanc a trouvé des calculs fibrineux dans les intestins d'un enfant atteint d'entérite aiguë, et des concrétions formées de phosphate de chaux et de matière grasse dans le tube intestinal d'une jeune fille phthisique.

DES CALCULS SALIVAIRES.

Les calculs salivaires de l'homme sont composés de phosphate de chaux et de matière animale. — Un calcul salivaire de cheval, analysé par M. Lassaigne, contenait sur 100 parties, 84 de carbonate de chaux, 3 de phosphate de chaux, 9 de matière animale et 3 d'eau. Les calculs de l'éléphant, de la vache et de l'âne, paraissent contenir les mêmes principes.

DES CONCRÉTIONS ARTHRITIQUES.

Les personnes attaquées de la goutte offrent parfois dans les articulations des dépôts mous et friables qui ont été analysés pour la première fois en 1797, par Tennant, qui les a trouvés formés d'urate de soude et d'un peu de matière animale; les recherches de Fourcroy, Vauquelin et Wollaston, ont confirmé cette découverte. — M. Laugier a eu l'occasion d'examiner une de ces concrétions qui, outre l'urate de soude, contenait de l'urate de chaux et un peu de sel marin.

SECTION VII.

Examen de quelques matières particulières à certaines classes d'animaux.

Matières appartenant aux mammifères.

Musc. — On a donné ce nom au produit d'une sécrétion qui est particulière au chevrotin mâle (*moschus moschiferus*), animal qui ressemble au chevreuil; ce produit est déposé dans une poche située entre l'ombilic et les organes sexuels de cet animal. — Le musc est une substance demi-fluide chez l'animal vivant, et qui prend une consistance solide et grumeleuse par la dessiccation; sa couleur est alors d'un brun noirâtre; son odeur est très-forte et insupportable lorsqu'elle est concentrée, mais quelques personnes la trouvent agréable lorsqu'elle est faible.— MM. Guibourt et Blondeau, qui en ont fait l'analyse, en ont retiré une huile volatile, de la cholestérine, de la gélatine, de l'albumine, de la fibrine, de la stéarine, de l'oléine, une huile acide combinée à l'ammoniaque, une matière très-carbonée soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool, du chlorhydrate d'ammoniaque, des chlorures de potassium et de calcium, un sel calcaire soluble à acide combustible, du carbonate et du phosphate de chaux, des poils et du sable.

Le musc est employé comme cosmétique; la médecine l'utilise à titre d'antispasmodique très-puissant.

Civette. — Cette substance se trouve dans une poche située entre l'anus et les organes de la génération du *viverra zibetha* et du *viverra civetta*, petits quadrupèdes qui vivent, le premier en Afrique, et le second en Asie, et surtout dans l'Abyssinie. — Cette substance, demi-fluide chez l'animal vivant, s'épaissit à l'air et répand une odeur forte; elle est onctueuse, d'un blanc jaunâtre, et douée d'une saveur âcre. — Suivant M. Boutron-Charlard, elle contient de l'ammoniaque libre, de la stéarine, de l'oléine, du mucus, de la résine, une huile volatile, une matière colorante jaune, du sulfate de chaux et de l'oxyde de fer. — On s'en sert dans la parfumerie.

Castoréum. — On donne ce nom à une substance qui est sécrétée par le castor et renfermée dans deux poches membraneuses, pyriformes, situées dans les aines de cet animal. — Il a la consistance du miel épais; son odeur est forte et fétide; sa couleur, brune à l'extérieur, est jaune fauve en dedans; lorsqu'il est desséché, sa cassure est résineuse. — MM. Laugier et Bouillon-Lagrange, qui l'ont analysé, en ont retiré une huile volatile odorante, de l'acide benzoïque, une résine, de la castorine, une matière colorante rouge, du mucus, et des carbonates de potasse, de chaux, d'ammoniaque et de fer. — On emploie le castoréum en médecine comme anti-spasmodique.

Ambre gris. — Cette substance est considérée comme une espèce de calcul qui se forme, dit-on, dans l'estomac ou les intestins du cachalot (*physeter macrocephalus*), et que l'on trouve en morceaux plus ou moins considérables flottant sur la mer aux environs de Madagascar, du Coromandel, des îles Moluques et du Japon. — L'ambre gris est solide, presque insipide, à cassure écailleuse, d'une couleur grise tachée de jaune et de noir, d'une odeur douce et

suave, susceptible de se ramollir à la chaleur et de fondre comme de la cire. — Il n'est pour ainsi dire formé que d'une matière grasse que MM. Pelletier et Caventou ont désignée sous le nom d'ambréine.

Matières appartenant aux oiseaux.

ŒUFS. — Ils sont composés d'une coquille solide, d'une membrane mince qui adhère intérieurement à la coquille, de substances très-albumineuses désignées sous les noms de blanc et de jaune; ils contiennent en outre des ligaments appelés *glaires* et la cicatricule. — La *coquille* est formée, suivant Vauquelin, de matière animale, d'une grande quantité de carbonate de chaux, d'une petite quantité de phosphate de chaux, de carbonate de magnésie, d'oxyde de fer et de soufre. — Le *blanc d'œuf* est formé d'une grande quantité d'eau et d'albumine, d'une matière animale qui est regardée par John comme de la gélatine et par Bostock comme du mucus; d'une matière grasse formée de stéarine et d'oléine; de soude, de phosphate de soude et de phosphate de chaux. — Le *jaune d'œuf* contient de l'eau, de l'albumine, une matière grasse formée de stéarine et d'oléine, deux principes colorants, l'un jaune et l'autre rouge, du soufre et un atôme d'acide libre que l'on croit être de l'acide phosphorique.

Matières appartenant aux reptiles.

ÉCAILLE DE LA TORTUE. — Elle se comporte comme la corne avec les réactifs, et donne, lorsqu'on la brûle, depuis 1 jusqu'à 6 pour 100 d'un résidu composé de phosphates de chaux et de soude, de carbonate de chaux et d'oxyde de fer. (Hatchett.)

VENIN DU SERPENT. — Fontana est le seul qui l'ait examiné; malheureusement il ne nous a rien appris sur sa composition chimique.

Matières appartenant aux mollusques.

OS DE SÈCHE. — C'est un corps ovale, friable, formé en grande partie de matière animale et de carbonate de chaux; il est situé vers le dos de la sèche commune. C'est cet os que l'on suspend dans la cage des petits oiseaux, sous le nom de *biscuit de mer*.

ENCRE DE SÈCHE. — Liquide noir, mucilagineux, contenu dans une vésicule particulière de la sèche, qui s'en sert pour troubler l'eau autour d'elle, et se dérober ainsi aux dangers dont elle se croit menacée. — Prout a retiré de 100 parties de résidu sec de l'encre de sèche, 78 parties de mélaïne; 0,84 d'une matière analogue au mucus; 10,40 de carbonate de chaux; 7,00 de carbonate de magnésie; 2,16 de chlorure de sodium et de sulfate de soude.

COQUILLES. — Suivant Vauquelin, les *coquilles d'huître* sont formées de matière animale, d'une grande quantité de carbonate de chaux, d'un peu de phosphate de chaux, de carbonate de magnésie et d'oxyde de fer. — Les *perles* et la *nacre* sont formées des mêmes principes.

Matières appartenant aux animaux articulés et rayonnés.

CANTHARIDES. — Plusieurs chimistes se sont occupés de l'analyse de ces insectes. Suivant M. Robiquet, ils contiennent une huile grasse, verte, non vésicante; une matière noire, insoluble dans l'eau, non vésicante; une matière jaune, vésicante, dans laquelle se trouve la cantharidine; de l'acide urique, de l'acide acétique, une matière animale insoluble dans l'eau et dans l'alcool, du phosphate de chaux et du phosphate de magnésie.

ENVELOPPES DES CRUSTACÉS. — Elles sont formées d'une grande quantité de carbonate de chaux et d'une petite quantité de matière animale et de phosphate calcaire. — D'après M. Lassaigne, le principe colorant rouge qui se manifeste chez les écrevisses et autres crustacés, pendant la cuisson, est contenu dans une membrane qui recouvre le dos de l'animal, et peut en être extrait par l'alcool froid.

POLYPIERS. — Hatchett les divise en quatre classes, sous le rapport de leur composition chimique. La première renferme ceux qui sont formés d'une grande quantité de carbonate de chaux et d'une très-petite quantité de matière animale: tels sont les *madrepora muricata*, *labyrintica*, les *millepora cœrulea*, *alcicornis*. — Dans la seconde, il place ceux qui contiennent une assez grande quantité de matière animale et du carbonate de chaux: tels sont le *madrepora fascicularis*, les *millepora cellulosa*, *truncata*, etc. — Ceux qui font partie de la

troisième contiennent une assez grande quantité de matière animale, beaucoup de carbonate de chaux et un peu de phosphate de chaux; à cette classe appartiennent l'*iris ochracea*, le *coralina opuntia* etc — Enfin la quatrième classe se compose des polypiers qui ne contiennent pour ainsi dire que de la matière animale : telle est l'*éponge*.

SECTION VIII.

De la putréfaction.

Les principes qui ont été développés relativement à la *fermentation putride* des végétaux (*Voyez* page 424) sont entièrement applicables à la putréfaction des substances animales; les circonstances qui favorisent ce phénomène dans l'une et l'autre classe sont : la présence d'une certaine quantité d'humidité, une température de + 10° à + 15°, et le contact de l'air. Sous l'influence de ces agents, la matière animale se ramollit si elle est solide, et devient plus ténue si elle est liquide; les éléments qui la composent se séparent, se combinent dans un autre ordre, et donnent naisance à beaucoup de produits, parmi lesquels on doit compter l'eau, l'acide carbonique, l'acide acétique, l'ammoniaque et l'hydrogène carboné; ces produits gazeux entraînent, en se dégageant, une portion de matière à demi pourrie qui leur communique une odeur infecte : c'est à ce mélange de corps gazeux et de matière en putréfaction que l'on donne le nom de *miasmes putrides*. — Lorsqu'une substance animale se pourrit au contact de l'air, elle finit par se dissiper presque entièrement; mais lorsqu'elle est enfouie dans l'eau ou dans la terre humide, et que le tissu qui la compose est de nature musculaire, elle ne laisse pas dégager tous ses principes, et elle se transforme en un corps gras mêlé à un peu de tissu cellulaire. M. Chevreul, qui a analysé cette substance, et qui l'a trouvée composée d'un peu d'ammoniaque, de potasse et de chaux, combinés à une grande quantité d'acide margarique et à un peu d'un autre acide analogue à l'acide oléique, en a conclu que le *gras de cadavres* se formait, non pas par la transformation de la fibre musculaire en graisse particulière, comme on le croyait autrefois, mais bien par la réaction que l'ammoniaque qui résulte de la décomposition exercée sur la graisse animale toute formée, et par la transformation de celle-ci en une espèce de savon.

On a proposé divers moyens pour prévenir la fermentation putride : comme la chaleur, l'humidité et le contact de l'air sont nécessaires au développement de ce phénomène, il en résulte que le froid, la dessiccation et la soustraction du contact de l'air doivent s'opposer à la réaction des élémens qui composent la substance animale, et à la décomposition de celle-ci. Plusieurs autres moyens ont été proposés pour arriver au même but; ces moyens sont : 1° L'emploi du sel marin; 2° l'immersion de la substance à conserver dans l'alcool ou dans la créosote, ou bien dans certains acides faibles; 3° la cuisson; 4° l'emploi de la solution de sublimé corrosif, qui a été proposé par Chaussier pour la conservation des cadavres et des pièces anatomiques; 5° le sulfate de sesqui-oxyde de fer, qui, selon M. Braconnot, produit le même effet que le sublimé, et doit être employé de préférence à ce dernier; 6° l'injection, dans les veines du cadavre à conserver, d'une solution d'acétate d'alumine : ce dernier moyen a été proposé par M. Gannal pour retarder la putréfaction des cadavres qui sont destinés aux travaux anatomiques.

Lorsque l'air atmosphérique est imprégné de miasmes putrides qui le rendent délétère, on peut le purifier en y dégageant du chlore qui détruit ces miasmes en s'emparant de l'hydrogène qui entre dans leur composition. C'est à Guyton de Morveau qu'est due la démonstration de ce fait; aussi les *fumigations* de chlore portent-elles le nom de *fumigations guytoniennes*.

FIN DE LA CHIMIE ORGANIQUE.

TROISIÈME PARTIE.

NOTIONS ABRÉGÉES DE PHYSIQUE

NÉCESSAIRES A L'INTELLIGENCE

DE LA CHIMIE [1].

CHAPITRE PREMIER.

De la pression atmosphérique et des moyens de la mesurer.

Bien que l'air ne tombe pas immédiatement sous nos sens, comme les corps solides et liquides, il se manifeste à nous par trop de phénomènes pour qu'il soit nécessaire de démontrer son existence par d'autres preuves. C'est si bien un corps que son choc fait mouvoir un grand nombre de machines. C'est en effet lui qui fait tourner les moulins à vent, qui gonfle les voiles des vaisseaux, etc. Le vent n'est que de l'air en mouvement. Dans tous les climats, il se manifeste des orages ; sur toutes les mers il y a des tempêtes; partout la présence de l'air est donc naturellement démontrée. L'air enveloppe tout le globe, et forme autour de lui une couche très-épaisse à laquelle est due la couleur bleue du ciel, et c'est à cette grande masse d'air que l'on donne le nom d'*atmosphère*.

Pesanteur de l'air. Puisque l'air est un corps d'une nature particulière, il doit, comme les solides et les liquides, être soumis à la force générale de la pesanteur. Cette vérité, parfaitement confirmée depuis Toricelli, peut se démontrer par une expérience fort simple, et qui consiste à faire le vide dans un ballon, et à le peser sur une balance fort sensible avant et après l'opération.—Pour cela, on prend un ballon en verre, de la capacité de 8 à 10 litres à peu près, et ayant son ouverture munie d'un robinet en cuivre parfaitement ajusté; on le pèse en le suspendant sous le plateau d'une balance, et mettant dans le plateau opposé des poids jusqu'à ce que l'équilibre soit bien établi. Cela fait, on visse l'ouverture de cuivre sur la machine pneumatique, et on fait le vide. Lorsque ce vide est poussé aussi loin que possible, on ferme le robinet, on suspend de nouveau le ballon sous le plateau de la balance, et on s'aperçoit que l'équilibre n'existe plus. Pour le rétablir, il faut ajouter, du côté du ballon, des poids

(1) Ces notions auraient mieux trouvé leur place au commencement de l'ouvrage. Si nous avons interverti l'ordre ordinaire, c'est que nous espérions que la publication du traité complet de *physique médicale* accompagnerait ou suivrait immédiatement celle de la chimie, et nous épargnerait la peine de faire ici l'histoire des corps impondérables. Quelques circonstances inattendues nous forçant à retarder de quelques mois la publication de la physique, nous devons, dans l'intérêt des personnes qui étudient la chimie avec notre ouvrage, réparer une omission que nous avions faite à dessein.

dans la proportion d'un gramme et quelques milligrammes par litre d'air. Si l'on ouvre ensuite le robinet, on entend un sifflement dû à la rentrée de l'air dans le ballon ; l'équilibre est de nouveau rompu, et la balance penche du côté du récipient. Lorsqu'on n'entend plus de sifflement, c'est une preuve qu'il est rentré une quantité d'air égale à celle qui avait été extraite, et il faut alors, si l'on veut de nouveau rétablir l'équilibre, ôter tous les poids que l'on avait ajoutés. Cette expérience prouve déjà qu'un litre d'air pèse un peu plus d'un gramme, et par conséquent que mille litres d'air pèseraient autant et même plus qu'un litre d'eau.

Pression atmosphérique. Puisque l'air a une pesanteur sensible, et qu'il forme, autour de notre globe, une couche qui paraît être, avons-nous dit, de douze à quinze lieues ; il en résulte que la terre et les différents corps qu'elle supporte doivent être partout pressés avec une intensité assez grande, et que cette pression doit diminuer à mesure qu'on s'élève dans l'atmosphère, soit en gravissant de hautes montagnes, soit en faisant des voyages aérostatiques. Cette pression s'exerce en effet et occasionne une foule de phénomènes parmi lesquels le plus curieux est sans contredit l'ascension des liquides dans les pompes.

Avant la création de la physique expérimentale, on croyait qu'aucune partie de l'espace ne pouvait être vide de matière, et on expliquait cette prétendue impossibilité en disant que la nature avait *horreur du vide*. Ainsi, lorsqu'on voyait l'eau s'élever dans les corps de pompe, et suivre ainsi l'ascension du piston, on disait que le piston tendait à laisser au-dessous de lui un espace vide, mais qu'à l'instant même la nature, qui avait horreur de ce vide, poussait l'eau dans l'espace qui lui était offert. Cette ridicule croyance fut en vogue jusqu'à Galilée. Ce célèbre physicien soupçonna le premier que l'ascension de l'eau dans les pompes, ascension qui ne pouvait pas dépasser 32 pieds, était due à la pression de l'atmosphère ; mais il était réservé à son disciple Toricelli de mettre cette grande vérité dans tout son jour, par une expérience aussi ingénieuse que simple et frappante. Voici quel fut à peu près son raisonnement :

Si c'est la pression de l'atmosphère qui fait monter l'eau dans les corps de pompes jusqu'à 32 pieds, il en résulte qu'une colonne de 32 pieds d'eau fait exactement équilibre à une colonne d'air de même base et ayant toute la hauteur de l'atmosphère. Si, au lieu de prendre de l'eau, on prend d'autres liquides, la hauteur de la colonne doit varier avec la densité du liquide employé, et, en thèse générale, on peut dire que plus le liquide sera dense, et moins la colonne devra être élevée ; c'est-à-dire que les *hauteurs des colonnes soulevées seront en raison inverse de la densité des liquides qui les composent* ; que l'on prenne par exemple un liquide dont la densité soit double de celle de l'eau, et une colonne de 16 pieds pourra équilibrer la pression de l'atmosphère. Partant de ce principe, on doit d'avance pouvoir prédire quelle sera la hauteur d'un liquide quelconque si on en connaît la densité. Faisons l'expérience avec du mercure, véritable métal liquide à la température ordinaire : sa densité est à peu près 13 fois $\frac{1}{2}$ celle de l'eau ; par conséquent, pour faire équilibre à la pression atmosphérique, il faudra que la colonne soit 13 fois $\frac{1}{2}$ moins élevée que celle de ce dernier liquide. Calculons d'avance cette hauteur : 32 pieds forment 384 pouces ; ce nombre 384, divisé par 13 $\frac{1}{2}$ donne, au quotient, 28 ; ainsi 28 pouces de mercure doivent produire le même effet que 32 pieds d'eau.

Ceci connu, prenons un tube de verre bouché par un bout, ayant à peu près 30 pouces de longueur, et fermé à une de ses extrémités ; emplissons-le de mercure, plaçons ensuite le doigt sur l'extrémité ouverte de ce tube, en ayant soin qu'il ne reste pas d'air entre le doigt et le métal ; retournons subitement ce tube en plongeant la partie ouverte dans une cuvette remplie du même liquide ; puis, le maintenant verticalement, ôtons notre doigt ; si l'expérience est d'accord avec la théorie, le mercure devra descendre dans l'intérieur du tube, et se maintenir à une hauteur de 28 pouces.

C'est en effet ce qui a lieu, car, aussitôt que l'on cesse de soutenir la colonne contenue dans le tube, on voit le mercure descendre un peu, faire quelques oscillations, et devenir bientôt stationnaire. Lorsqu'il est parfaitement en repos, si on mesure la distance qui existe entre les deux niveaux du liquide dans la cuvette et dans l'intérieur du tube, on trouve cette distance égale à celle qui avait été indiquée par le calcul, c'est-à-dire 28 pouces, ce qui, dans nos divisions

métriques, répond à peu près à 0^m 76.

Telle fut l'expérience de Toricelli : comme son résultat avait été prédit, elle avait tous les caractères de la certitude. D'après cela, il était de toute évidence que si, dans les corps de pompe, la nature avait horreur du vide jusqu'à 32 pieds, cette horreur ne se manifestait que jusqu'à 28 pouces dans les tubes pleins de mercure. Cette conclusion était trop ridicule pour que l'on ne commençât pas à douter du grand principe jusqu'alors admis sans difficulté, et pour que l'on ne cherchât pas ailleurs l'explication de ces phénomènes, explication qui du reste est simple et facile à trouver si on suit la bonne voie, c'est-à dire si on la déduit des propriétés mécaniques de l'air ; c'est ce que nous allons faire.

J'ai dit et prouvé que l'air était pesant, et qu'il exerçait une pression a la surface de tous les corps ; d'après cela, quand un liquide quelconque est exposé à son contact, sa surface est réellement pressée de tout le poids de la colonne d'air qui est au-dessus d'elle. Dans les circonstances ordinaires, cette pression étant égale sur tous les points, le liquide reste en repos. Supposons maintenant que l'on y plonge un tube ouvert par les deux bouts, le liquide ne tarde pas à se mettre dans ce tube au niveau du liquide extérieur, abstraction faite des phénomènes capillaires ; mais, si on vient à aspirer avec la bouche une portion de l'air contenu dans la partie non plongée de ce tube, il est évident que l'on décharge la surface liquide intérieure d'une partie du poids de l'air qui pesait sur elle, tandis que la surface extérieure est toujours aussi fortement pressée qu'auparavant. L'équilibre est donc rompu, et, pour qu'il puisse se rétablir, le liquide doit nécessairement céder du côté où la pression est la plus faible, c'est-à-dire qu'il doit s'élever dans l'intérieur du tube, jusqu'à ce que son poids, joint à celui de l'air restant, fasse exactement équilibre à la pression extérieure. Alors il s'arrête; mais, si l'on aspire de nouveau, il monte encore par la même raison. Si enfin on parvient à aspirer tout l'air contenu dans ce tube, le liquide devra y monter jusqu'à ce que son poids seul fasse équilibre à la pression qui s'exerce à l'extérieur. C'est ce qui a lieu pour les 32 pieds d'eau dans les pompes; c'est aussi le cas de l'expérience de Toricelli.

L'instrument de Toricelli a reçu le nom de *baromètre*, qui signifie mesure de la pesanteur. La partie *vide* supérieure a été nommée *chambre barométrique*, ou encore *vide de Toricelli*. Cet instrument est journellement employé; son usage est indispensable dans une foule d'expériences. A chaque instant, le physicien et le chimiste le consultent pour connaître la densité de l'atmosphère ; aussi dois-je entrer dans quelques détails sur la manière de le construire.

Construction du baromètre. Pour faire connaître cette construction d'une manière simple, j'ai supposé que l'on emplissait de mercure un tube fermé à un bout, que l'on plaçait ensuite un doigt sur l'extrémité ouverte, et qu'on plongeait cette partie du tube dans une cuvette pleine de mercure, après l'avoir retournée et l'avoir placée verticalement. Mais si l'on se contentait d'opérer ainsi, on aurait un instrument fort inexact et qui serait incapable de servir dans les opérations délicates.

En voici les motifs : 1° Le mercure n'a la densité que j'ai fait connaître que lorsqu'il est bien pur ; mais il est rare que dans le commerce il ait cette qualité ; presque toujours il est altéré par son union avec d'autres métaux qui s'y trouvent en trop petite quantité pour le solidifier, mais qui suffisent cependant pour faire varier sa pesanteur spécifique. On conçoit alors que, si cette pesanteur spécifique est plus faible que celle du mercure pur, il faudra que la colonne barométrique ait plus de 76 centimètres de hauteur pour équilibrer la pression de l'atmosphère.

2° Le mercure, comme tous les autres liquides, absorbe une partie de l'air qui repose sur sa surface, de sorte que tous les points de sa masse en sont bientôt pénétrés lorsqu'il a été long-temps exposé à son contact; c'est la pression atmosphérique qui empêche son dégagement; mais, lorsqu'on emploie à la construction du baromètre du mercure se trouvant dans cette condition, cette pression étant supprimée, l'air tend à se dégager, et il se dégage en effet sous forme de petites bulles qui viennent se rendre dans la chambre barométrique. Cet air ainsi dégagé exerce une pression à la surface de la colonne mercurielle qui s'abaisse légèrement, de telle façon que cette colonne, au lieu d'être la mesure de la pression atmosphérique, n'indique plus que l'excès de la pression extérieure sur celle du dedans.

3° Dans les circonstances ordinaires, il y a toujours une couche d'air et de vapeur d'eau à la surface des tubes de verre que l'on emploie; cet air et cette vapeur y adhèrent trop fortement pour qu'on puisse les chasser par la simple introduction du mercure. L'instrument étant terminé, l'effet que j'ai indiqué tout-à-l'heure se produirait encore, c'est-à-dire qu'une partie de cet air et de cette vapeur d'eau, échappant à l'attraction du verre, viendraient dans le vide de Toricelli, et contrebalanceraient en partie la pression du dehors La colonne de mercure se trouverait donc encore trop basse.

Ainsi, pour avoir un baromètre parfait, il faut 1° purifier le mercure, 2° le priver de l'air qu'il contient, et 3° chasser la couche de vapeur et d'air qui adhère à la surface du tube que l'on veut employer.—La première opération s'exécute par la distillation du métal. (*Voyez* page 108.)

Si on employait le mercure immédiatement après cette distillation, il ne contiendrait pas d'air, et la seconde opération deviendrait inutile; mais le plus souvent on en purifie une quantité plus ou moins considérable que l'on n'emploie qu'au fur et à mesure des besoins, et qui ne tarde pas à absorber de l'air dont il faut le priver. On y parvient facilement en le faisant chauffer jusqu'à l'ébullition; le calorique, en dilatant l'air qui est dissous, augmente sa force élastique et provoque son dégagement. Cette opération se pratique en introduisant du mercure dans le tube de verre que l'on veut employer pour fabriquer l'instrument, et en chauffant ce liquide dans le tube même. Mais, avant cela, il est nécessaire de chasser la vapeur qui adhère aux parois de ce tube, et de faire volatiliser les gouttes d'eau qui peuvent s'y trouver; car, sans cette précaution, l'expansion de la vapeur pourrait faire sortir ce métal ou occasionner des secousses qui briseraient peut-être l'appareil; c'est encore par l'application du calorique que l'on y parvient.

Maintenant que l'on connaît toutes les précautions préliminaires, je vais indiquer la manière de procéder à la construction du baromètre.

On prend un fourneau long, dans lequel on place des charbons allumés; on présente à ce feu le tube vide, d'abord de loin, puis un peu plus près, puis plus près encore, en ayant soin de le faire tourner entre les doigts pour qu'il s'échauffe également partout. Cette précaution est indispensable, car si on présentait le tube subitement au feu, il s'échaufferait inégalement et se briserait en éclats. Lorsqu'on croit que la vapeur et les gouttelettes ont été chassées, et que le tube est bien sec, on y verse du mercure purifié, jusqu'à ce qu'il y en ait une longueur de 7 à 8 centimètres. Puis on présente de nouveau le tube au feu, et on le chauffe graduellement et avec précaution jusqu'à ce que le mercure entre en ébullition. A cet instant, on peut être assuré que ce métal ne contient plus ni air ni vapeur; on retire alors le tube, on le ferme avec un bouchon et on le laisse refroidir. Quand il est bien froid, on le débouche, on y verse une nouvelle quantité de mercure à peu près égale à la première, on la fait bouillir à son tour, et l'on répète cette opération jusqu'à ce que le tube soit presque plein. Il est alors impossible de faire bouillir dans le tube la quantité de mercure nécessaire pour le remplir, puisque l'ébullition la chasserait dehors; on finit donc de l'emplir avec du mercure bouilli d'avance, puis on place le doigt sur l'orifice du tube, on retourne celui-ci, on le plonge dans sa cuvette, on ôte le doigt, et la colonne s'abaisse.

En passant par toute la série d'opérations que je viens d'indiquer, on peut être sûr qu'il n'y a ni air ni vapeur dans le vide de Toricelli, et que la colonne barométrique donne exactement la mesure de la pression atmosphérique.

Le baromètre construit de la manière que je viens de détailler reçoit le nom de *baromètre à cuvette*. La longueur de la colonne se mesure du niveau du mercure dans la cuvette, au niveau intérieur; pour cela, on adapte ordinairement, sur le support de l'instrument, une échelle en cuivre ayant son zéro au niveau inférieur et divisé en centimètres et millimètres. Souvent, au lieu de se servir d'une échelle occupant toute la longueur du tube, on se contente d'une plaque adaptée près du niveau supérieur, et contenant des divisions métriques disposées comme elles le seraient si la mesure occupait toute la longueur du tube et si le zéro partait du niveau inférieur.

Ces échelles barométriques sont ordinairement fixées d'une manière invariable sur les supports des instruments. De cette fixité résulte une chance d'erreur que je vais faire connaître. Supposons

qu'au moment où un baromètre vient d'être fait, la pression était mesurée par une colonne mercurielle de 75 centimètres ; j'ai dit que l'échelle était placée de telle manière que son zéro correspondait exactement au niveau du mercure dans la cuvette. Mais si la pression vient à augmenter, qu'arrivera-t-il? Cette pression forcera une partie du mercure de la cuvette à passer dans le tube, et le sommet de la colonne, qui était à 75 centimètres, pourra, par exemple, monter jusqu'à 78. Mais en même temps que le mercure montera dans le tube, il devra baisser dans la cuvette; le zéro de l'échelle ne sera donc plus à son niveau, et la colonne paraîtra moins élevée qu'elle ne l'est réellement, puisqu'on doit toujours la mesurer de ce niveau extérieur. Le contraire arriverait si, la pression venant à diminuer, le mercure s'abaissait dans le tube et s'élevait dans la cuvette; la colonne paraîtrait plus longue qu'elle ne l'est réellement puisque, dans ce cas, le zéro de l'échelle se trouverait au-dessous du niveau extérieur du métal liquide.

On peut s'exempter de cette chance d'erreurs en employant le *baromètre de Fortin* qui présente le grand avantage d'être à niveau fixe.

Le *baromètre de Fortin* est maintenu dans un tube de cuivre fendu dans toute sa longueur, pour que l'on puisse apercevoir la hauteur du mercure; sa cuvette porte un fond mobile qui peut s'élever et s'abaisser au moyen d'une vis, et faire par conséquent monter ou descendre le liquide dans le tube. La partie supérieure de la cuvette, fermée par une peau de chamois, porte une pointe d'ivoire de l'extrémité de laquelle part exactement l'échelle des hauteurs. Le long du tube peut se mouvoir un curseur muni d'un vernier qui permet d'apprécier jusqu'aux dixièmes de millimètres. Quand on veut faire une observation, on tourne la vis jusqu'à ce que le niveau du mercure soit exactement en contact avec l'extrémité de la pointe, et il ne reste plus qu'à voir à quel point des divisions métriques correspond la partie supérieure de la colonne. Pour cela, on se sert du curseur dont j'ai parlé; ce curseur n'est fendu que dans une petite partie de la longueur; la partie qui est en avant et celle qui est en arrière se terminent par deux petits plans de cuivre placés verticalement, et dont les extrémites forment un plan de mire perpendiculaire à la longueur du tube. On fait mouvoir ce curseur jusqu'à ce que le rayon visuel qui rase ces plans soit exactement tangent à la convexité supérieure du mercure; il ne s'agit plus alors que de voir quelle est la division qui correspond à ce point, et cette division indique la longueur exacte de la colonne barométrique, à partir de l'extrémité de la pointe d'ivoire, et par conséquent à partir du niveau extérieur du mercure. Pendant l'opération, on maintient l'instrument dans une direction verticale, en le laissant pendre par son propre poids au milieu d'un anneau qui termine supérieurement une espèce de trépied.

Malgré l'exactitude du baromètre de Fortin, on remarque avec étonnement que, si l'on se sert de plusieurs d'entre eux pour faire au même instant une observation comparative, les hauteurs du mercure ne sont pas égales dans tous, quand bien même ils auraient été construits avec la plus grande exactitude, et l'on voit que ces hauteurs sont d'autant moins grandes que les tubes sont plus étroits. Cette circonstance dépend d'une cause physique qui est désignée sous le nom de *capillarité*, et dont les lois ne doivent pas être étudiées ici. Il est donc nécessaire d'avoir recours au calcul pour corriger cette dépression et avoir des résultats exacts.

Si l'on veut éviter l'effet que je viens d'indiquer, on peut y parvenir en employant le *baromètre à syphon*, qui consiste en un tube recourbé disposé de telle manière que la branche la plus courte fait office de cuvette. Cette branche est ouverte à son extrémité; c'est par cette ouverture que la pression atmosphérique vient s'exercer sur la surface du mercure qui s'élève ou s'abaisse suivant que cette pression devient moindre ou plus grande. Bien entendu que le niveau de la grande branche suit ces mouvements oscillatoires, et que ce niveau s'élève quand celui de la courte branche s'abaisse, *et vice versâ*. Il est facile de concevoir que si, par suite de la capillarité, le niveau du mercure de la grande branche tend à se déprimer, le phénomene doit avoir lieu dans la courte branche, si toutes deux ont un diamètre égal; ces deux tendances à la dépression s'exerceront avec la même intensité, et devront par conséquent se neutraliser complètement, de sorte que la colonne sera à sa véritable hauteur, et que l'effet

capillaire que j'ai signalé sera entièrement détruit.

Variations du baromètre. En observant pendant long-temps la hauteur du baromètre dans un même lieu, on s'aperçoit que cette hauteur ne reste pas constamment la même. La première chose qui frappe l'observateur, c'est que la longueur de la colonne barométrique est intimement liée avec l'état hygrométrique de l'air, et que cette longueur diminue ou augmente suivant que l'air contient plus ou moins de vapeur d'eau. Il est facile de se rendre compte de ce phénomène en considérant que la vapeur d'eau, à volume égal, est spécifiquement plus légère que l'air atmosphérique ; de sorte qu'un mélange d'air et de vapeur devra être moins dense qu'un volume égal d'air pur. Il suit de là que lorsque l'atmosphère contient une grande quantité de vapeur d'eau, elle devient plus légère et presse par conséquent avec beaucoup moins d'intensité la surface du mercure, qui doit aussi s'élever moins dans les tubes barométriques. Le contraire a lieu lorsque l'atmosphère est entièrement privée d'humidité.

Les variations du baromètre ne sont pas égales partout ; elles sont presque nulles sur les hautes montagnes et entre les tropiques ; elles ne sont même jamais très-considérables dans les zônes tempérées et par les temps calmes ; mais, aux approches des tempêtes, le baromètre baisse subitement d'une quantité notable, et éprouve de grandes oscillations en quelques heures quand elles ont lieu. Au niveau des mers, la hauteur moyenne du mercure dans le baromètre est à peu près la même dans tous les pays ; cependant on croit avoir observé qu'elle est un peu moindre dans l'hémisphère austral. On a trouvé que cette hauteur moyenne, au niveau de l'Océan, était de 0^m 7629 (28 pouces 7 lignes $\frac{7}{10}$), la température étant à 12° 8 du thermomètre centigrade ; à Paris, au niveau de la Seine, elle est de 0^m 7600 (28 pouces 0 lignes $\frac{9}{10}$), et suivant les observations de Rohault, continuées pendant quinze ans, elle varie accidentellement dans cette ville entre 0^m 7669 (28 pouces 4 lignes), et 0^m 7196 (26 pouces 7 lignes) ; la température moyenne y est de 12°.

Jusqu'à présent je n'ai parlé que des *variations accidentelles* qui indiquent un changement présent dans l'atmosphère, et non pas un changement futur, comme certaines personnes l'ont pensé. Outre ces variations qui surviennent irrégulièrement, sans qu'on en puisse prévoir ni l'époque ni l'étendue, il est une autre sorte de variations barométriques qui se reproduisent très-régulièrement à des heures marquées, qui sont d'une grandeur constante, et qui ont reçu le nom de *variations horaires*.

C'est vers l'année 1722 qu'un Hollandais, dont le nom ne nous est pas parvenu, constata d'une manière certaine, par une longue suite d'observations, les variations horaires du baromètre. Suivant M. de Humbolt, sous l'équateur les périodes d'ascension et de dépression de la colonne barométrique sont tellement constantes, que l'on pourrait parvenir à connaître l'heure à chaque instant du jour et de la nuit par la seule observation de la hauteur du baromètre. Ce célèbre voyageur a démontré, par des observations très-exactes, que, dans ces climats, le *maximum* de hauteur correspond à 9 heures du matin. Passé 9 heures, le baromètre descend jusqu'à 4 heures de l'après-midi, où il arrive à son *minimum* ; puis il remonte jusqu'à 11 heures de la nuit, où il atteint son second *maximum* ; et il redescend enfin jusqu'à 4 heures du matin pour remonter jusqu'à 9 heures. Ainsi il passe chaque jour par deux *maximum* et deux *minimum* ; mais ces mouvements ont peu d'amplitude, car ils ont lieu dans une longueur évaluée, par le même physicien, à deux millimètres, depuis le point le plus élevé jusqu'au point le plus bas. C'est à la régularité des causes qui agissent sur l'atmosphère, sous l'équateur, que l'on doit attribuer le retour constant et régulier de ces mouvements oscillatoires du baromètre. Dans nos climats d'Europe, où l'état de l'atmosphère est si variable, cette marche est souvent dérangée, ou plutôt souvent dissimulée par les variations accidentelles ; cependant, un habile observateur, M. Ramond est parvenu à les mesurer en France avec une précision remarquable. Il a reconnu que les périodes d'ascension et de dépression du baromètre varient avec les saisons. En hiver, le *maximum* est à 9 heures du matin, le *minimum* est à 3 heures de l'après-midi, et le second *maximum* à 9 heures du soir.

En été, le *maximum* est à 8 heures du matin, le *minimum* à 4 heures de l'après-midi, et le second *maximum* à 11 heures du soir. Au printemps et en automne ces heures sont intermédiaires.

Je termine ici ce que j'avais à dire sur le baromètre, et je renvoie, pour plus de détails, à tous les ouvrages de physique.

CHAPITRE II.

Du calorique.

SECTION 1re.

Considérations générales.

Il se produit journellement, sous nos yeux une foule de phénomènes, pour l'explication desquels nous sommes obligés d'admettre des causes entièrement distinctes de la matière proprement dite. Ainsi, nous savons que tous les corps connus peuvent, lorsqu'ils se trouvent dans certaines conditions, produire sur nos organes des sensations de *chaleur* ou de *froid*, sensations que nous jugeons bien indépendantes de la substance propre des corps qui les produisent, puisqu'elles ont lieu non-seulement au contact, mais encore à de grandes distances; nous savons encore que, dans certaines circonstances, les solides se dilatent, entrent en fusion, puis, passent à l'état de vapeur, et que, dans les circonstances opposées, les vapeurs peuvent se liquéfier et les liquides passer à l'état solide. Depuis très-long-temps, on a supposé que ces phénomènes avaient lieu sous l'influence d'un *agent* particulier que l'on a nommé d'abord *fluide igné*, *principe igné*, *matière du feu*, *matière de la chaleur*, et qui, à la réforme de la nomenclature chimique, a enfin reçu le nom de *calorifique*, qui signifie *cause de la chaleur*.

L'expression de calorique sert donc à exprimer la cause inconnue d'un grand nombre de phénomènes; mais il ne faut pas, à l'exemple de plusieurs chimistes et physiciens, détourner cette expression de son sens abstrait, pour en faire un être matériel et lui donner des propriétés analogues à celles que possèdent les corps; jamais on n'a pu le peser ni le renfermer: c'est donc simplement un être *impondérable*, dont l'existence n'est rendue manifeste que par ses effets, mais auquel on attribue cependant certaines propriétés, sans lesquelles on ne pourrait expliquer les différents phénomènes qui se produisent sous son influence.

Le premier effet du calorique, lorsqu'il agit sur les corps, est de les faire étendre, dans tous les sens, de manière à leur faire occuper un volume plus considérable qu'auparavant. On donne le nom de *dilatation* à cette modification, et quand un corps l'éprouve, on dit qu'il se *dilate*.

Tous les corps, quelle que soit leur nature, sont susceptibles d'éprouver cet effet, mais à des degrés bien différents. Chez les solides, cette dilatation est fort petite, mais elle est cependant rendue bien manifeste dans une foule de circonstances ordinaires; tout le monde sait, par exemple, que lorsque les pendules des horloges sont formés d'une simple tige métallique, ces horloges peuvent avancer en hiver et retarder en été; cela provient de ce que ces tiges se contractent dans le premier cas, s'allongent dans le second et rapprochent ainsi ou éloignent le centre d'oscillations du point de suspension. Les liquides se dilatent plus que les solides; il n'est pas une personne qui n'ait remarqué que, lorsqu'on chauffe de l'eau dans un vase quelconque, cette eau augmente rapidement de volume, et que cette dilatation est d'autant plus sensible que le vase est lui-même plus étroit. Mais c'est chez les corps gazeux que cet effet est le plus considérable. Je prouverai ce fait plus tard par l'expérience; il me suffit ici de l'indiquer en passant.

Lorsqu'un corps a été dilaté, si on vient à lui enlever une partie de son calorique, il se contracte, et si cette quantité de calorique est égale à celle qu'on lui avait communiquée, il revient exactement à son volume primitif. On donne le nom de *température* aux différents états de volumes des corps sous l'influence du calorique.

La dilatation n'est pas le seul effet physique que le calorique puisse faire éprouver aux corps: sous son influence ils peuvent encore *changer d'état*. Ainsi, on sait que la glace fond quand on la chauffe, et que l'eau qui résulte de cette *fusion* peut, si on continue à l'échauffer, entrer en *ébullition* et passer à l'état de *vapeur*. Un même corps, suivant la quantité de calorique qu'il contient, peut être donc tantôt solide, tantôt liquide et tantôt gazeux. Mais ce qu'il y a d'extraordinaire, c'est que, lorsque ces changements d'état ont lieu, la température des corps ne s'élève pas. Ainsi, quand la glace fond, le mélange moitié solide, moitié liquide, qui résulte de cette fusion, n'est pas plus chaud que la glace elle-même, et ce n'est qu'au partir du moment où toute la glace est fondue que l'eau peut commencer à s'échauffer. Que

devient donc le calorique que l'on y ajoute ? On admet qu'il se combine alors avec le corps, et qu'il ne peut ni s'y mouvoir, ni en sortir, ni donner lieu à des effets extérieurs : on lui donne dans ce cas le nom de *calorique latent* ou *calorique combiné*.

Le même effet se produit dans le passage de l'état liquide à celui de vapeur : quand l'eau commence à bouillir, elle ne peut plus s'échauffer, et tout le calorique que l'on y ajoute, quelle que soit sa quantité, est employé à la réduire en vapeur; cette vapeur a donc, au moment de sa formation, la même température que le liquide qui lui a donné naissance, et, comme dans le cas précédent, le calorique absorbé et dissimulé dans la masse gazeuse, reçoit le nom de *calorique latent*, ou encore *calorique de vaporisation*, ou *calorique d'élasticité*. Par la même raison, lorsque la vapeur revient à l'état liquide, elle dégage pendant sa *liquéfaction* tout le calorique qu'elle avait absorbé. Il en est de même des liquides quand ils se solidifient.

Le calorique est *incoërcible*; il ne peut être maintenu dans un espace limité, et il tend continuellement à se répandre dans les corps et même à se propager au loin. Dans les corps il se propage de proche en proche. Que l'on chauffe, par exemple, l'extrémité d'une tige métallique au foyer d'une forge : peu à peu les parties qui ne sont pas en contact avec le feu s'échaufferont, de sorte qu'au bout de quelque temps le calorique aura pénétré toute la masse de cette tige. On donne le nom de *conductibilité* ou *conducibilité* à cette propriété qu'a le calorique de pénétrer dans l'intérieur des corps. Cette propagation est plus ou moins rapide, suivant la nature des corps que, sous ce rapport, on peut classer en deux séries : on nomme *bons conducteurs* ceux qui se laissent facilement pénétrer par le calorique, et *mauvais conducteurs* ceux qui se laissent pénétrer avec difficulté. Tous les métaux sont de bons conducteurs, quoiqu'à des degrés bien différents : le verre, le soufre, les résines, le bois, les corps organisés, etc., sont de mauvais conducteurs, mais ils sont encore moins mauvais que les liquides et que les fluides élastiques.

J'ai dit que le calorique pouvait se répandre au loin; il se comporte alors comme la lumière, car, de même que cette dernière, il peut traverser le vide, et même passer à travers certains corps sans s'y arrêter. On donne le nom de *calorique rayonnant* au calorique qui émane ainsi de certains corps pour se répandre dans l'espace; le calorique est donc sans cesse en mouvement, pour se communiquer de proche en proche dans les corps contigus, ou pour se répandre au loin; quand un corps se refroidit dans l'air, c'est qu'il perd son calorique, qui s'en échappe alors, sous forme de rayons ; ces rayons se répandent de toutes parts : les uns vont tomber sur des corps qui les arrêtent, les absorbent et s'en pénètrent en vertu de leur conductibilité ; les autres s'élèvent vers le zénith et vont se perdre dans le vide immense qui se trouve au-delà de notre atmosphère. Ce que je viens de dire d'un corps suspendu dans l'air est applicable à notre globe qui, à chaque instant, se refroidit par le rayonnement. Comme, malgré ces pertes, la température de sa surface se maintient à peu près constamment à un terme moyen, il faut bien qu'il arrive à notre globe autant de calorique qu'il en perd; c'est en effet ce qui a lieu ; et nous verrons plus tard que c'est principalement du soleil que la terre reçoit la chaleur capable de compenser le refroidissement qu'elle éprouve.

Nous verrons aussi que dans une foule d'actions mécaniques et chimiques, il se produit encore, ou plutôt il se dégage du calorique ; ainsi, la compression, la percussion, le frottement, les phénomènes électriques, la combustion et les autres combinaisons chimiques sont autant de phénomènes producteurs de chaleur, dont nous détaillerons les lois.

Pour que deux poids égaux de corps différents soient à la même température, il n'est pas nécessaire qu'ils contiennent exactement la même *quantité absolue de calorique*. De même, pour éprouver une variation donnée de volume, c'est-à-dire pour prendre une température quelconque, il est des corps qui perdent ou qui reçoivent plus de calorique que d'autres. On nomme *capacité calorique* la faculté que possèdent ainsi les divers corps de contenir, sous la même température, des quantités différentes de calorique. A poids égal et à température égale, un corps est dit avoir plus de *capacité pour la chaleur* qu'un autre corps, lorsque, pour éprouver les mêmes variations de température, il lui faut une plus grande quantité de calorique.

SECTION II.

De la dilatation des corps par le calorique.

§ Ier. *Construction du thermomètre.*

La chaleur, ainsi que je l'ai déjà fait pressentir, est loin d'être toujours uniforme, et, pour n'en citer qu'une preuve, tout le monde connaît la différence que l'eau, sortant d'un puits, offre, sous ce rapport, avec l'eau bouillante. On sait encore que certains phénomènes exigent, pour se manifester, des quantités bien différentes de calorique; ainsi, il en faut peu pour faire fondre la glace; il en faut plus pour rendre la graisse liquide; plus encore pour mettre le plomb en fusion, etc. Tout cela fait bien voir que le calorique peut être plus ou moins énergique; mais rien ne nous donne jusqu'à présent le moyen de connaître quelle est la quantité de calorique nécessaire à la production de ces différents phénomènes.

Il est incontestable que nous devons chercher les moyens de mesurer le calorique, dans les phénomènes auxquels il est susceptible de donner lieu. Or, dans les notions générales que j'ai données sur le calorique, j'ai fait connaître un de ses effets physiques qui remplit parfaitement ce but; je veux parler de *la dilatation*. C'est, en effet, cette propriété que possèdent les corps de se dilater et de se contracter sous l'influence du calorique que l'on a mise en jeu dans la construction d'instruments susceptibles d'en mesurer l'énergie, et qui, en raison de leur usage, ont reçu le nom de *thermomètres*, c'est-à-dire *mesureurs de la chaleur*.

Rigoureusement parlant, toutes les substances inorganiques pourraient être employées à cet usage, mais il y a cependant un choix à faire entre elles. Ainsi, pour les expériences ordinaires, nous rejetterons les corps solides, car chez eux le phénomène de la dilatation est trop faible pour qu'on puisse facilement l'observer; il faudrait l'agrandir par des rouages qui seraient souvent cause d'erreurs. Nous rejetterons aussi les gaz, par la raison que leur contraction et leur dilatation sont tellement considérables qu'il deviendrait très-incommode de les mesurer, et nous choisirons par conséquent notre substance parmi les liquides qui, pour l'étendue de la dilatation et de la contraction, tiennent le milieu entre les deux autres classes de corps.

Ici encore il y a un choix à faire: pour que l'instrument puisse servir à toutes les expériences usuelles, il faut que le liquide ne se solidifie qu'à une température assez basse, et n'entre en ébullition qu'à une température assez élevée. Le mercure, que nous avons déjà employé pour la construction du baromètre, remplit parfaitement ce but; il supporte, avant de bouillir, plus de chaleur que la plupart des autres liquides, et il n'y a que certaines liqueurs spiritueuses qui puissent être portées a des températures plus basses, sans se congeler; outre cela, il se dilate et se contracte d'une manière très-uniforme, et il est plus sensible que tout autre liquide à l'action de la chaleur. C'est donc avec raison qu'on s est déterminé à l'employer de préférence dans la construction des thermomètres. Voyons donc maintenant comment on procède à cette construction.

Le mercure doit être bien pur, car sans cela les instruments n'auraient pas une marche comparable; il faut l'enfermer dans un appareil susceptible de rendre ses dilatations et ses contractions très-sensibles, tout en permettant de les apprécier facilement. Rien n'est plus commode pour cela qu'un tube de verre à l'extrémité duquel on a soufflé une boule ou soudé un réservoir. La boule et le réservoir servent à contenir le mercure, qui, en se dilatant, peut faire son ascension dans le tube, dont le diamètre est ordinairement très-fin. Quand on veut se servir du premier instrument, voici comment on le prépare: on choisit un tube de verre, on introduit une de ses extrémités dans la flamme d'une lampe à émailleur que l'on active par un courant d'air; on fait fondre cette extrémité, en l'arrondissant en bouton au moyen d'un petit ringard en fer; puis, on introduit l'extrémité opposée dans la bouche, et on souffle avec force. L'air, cherchant à sortir, fait effort sur les parois intérieures de la partie fondue, et ces parois se distendent, en formant une boule sphérique. Mais de cette manière, on introduit toujours dans le tube et dans la boule de l'humidité que l'on ne fait ensuite sortir qu'avec difficulté; pour obvier à cet inconvénient, il est préférable de souffler l'air avec une petite bouteille en caoutchouc, que l'on a le soin de lier avant l'opération à l'extrémité du tube, qui ne doit pas entrer dans la flamme. Lorsque le tube

est fondu, on presse cette bouteille avec la main; l'air sec, qui y est contenu, fait alors office de souffle et force la petite boule à s'étendre.

Le tube étant ainsi préparé, il faut y introduire le mercure. Pour cela, on chauffe le tube et la boule; par l'action de la chaleur, le verre se dilate d'une certaine quantité, mais l'air qui s'y trouve se dilate davantage, de sorte que la capacité intérieure ne suffisant plus pour le contenir, il en sort nécessairement une partie. Cela fait, on retourne rapidement le tube, la boule en haut, et on plonge son extrémité ouverte dans une capsule qui contient du mercure. Au bout de quelques instants, l'air intérieur se refroidit; en se refroidissant, il se contracte; mais, comme celui qui est sorti ne peut plus y rentrer, il en résulte que l'air intérieur ne peut plus faire équilibre à la pression extérieure qui, s'exerçant avec plus de force sur la surface du mercure, le force à passer dans le tube et à monter dans la boule. Le plus souvent, il est impossible de faire entrer du premier coup la quantité de mercure nécessaire pour emplir l'appareil; on y parvient en chauffant de nouveau la boule, et plongeant ensuite l'extrémité ouverte dans la capsule qui contient le liquide. On réitère cette opération tant que le réservoir n'est pas complètement plein. Quelquefois, malgré toutes les précautions possibles, il reste au fond de la boule une petite bulle d'air que l'on ne peut en faire sortir par la chaleur; mais que l'on parvient à expulser en mettant en jeu la force centrifuge. Pour cela on attache le tube à une corde longue de deux ou trois pieds, la boule restant en bas; puis, on fait tourner rapidement l'appareil pendant quelques instants. Le mercure, étant sollicité par la force centrifuge avec plus de force que l'air, déplace bientôt la petite bulle qui vient alors à la surface du liquide.

Reste ensuite à fermer le tube; mais auparavant, il est nécessaire de *régler la course* de l'instrument, et je vais faire comprendre ce que l'on entend par là. Les capacités relatives du réservoir et du tube ne sont pas entièrement indifférentes; il faut qu'il y ait, entre le premier et le second, certaines proportions, dont l'expérience apprend facilement à reconnaître la nécessité. Supposons, par exemple, que l'on expose à une température très-basse un thermomètre dont le tube soit trop petit par rapport à son réservoir : tout le liquide rentrera bientôt dans ce dernier, et le thermomètre ne pourra plus donner d'indication; si, au contraire, on porte le même instrument à une température élevée, le mercure, en se dilatant, aura rempli tout le tube long-temps avant de s'être mis en équilibre avec cette température, et, comme il continuera à se dilater, il brisera infailliblement le tube. La même chose aurait lieu, si, le tube étant assez grand, on n'avait pas mis assez de liquide dans le premier cas, et si on en avait trop mis dans le second : *régler la course* du thermomètre signifie donc faire sortir ou rentrer du mercure, jusqu'à ce qu'on juge qu'en portant l'instrument dans les températures les plus basses pour lesquelles il doit s'employer, le liquide ne soit pas entièrement rentré dans le réservoir, et qu'en le portant au contraire aux températures les plus élevées, la colonne liquide n'ait pas encore atteint le sommet du tube. Comme il serait fort difficile d'avoir un thermomètre qui puisse donner ces indications extrêmes, on en fait ordinairement plusieurs dans les laboratoires; les uns ne servent que pour les températures basses, les autres ne sont employés que pour les températures élevées, etc.

Quand on a mis assez de mercure pour les variations extrêmes, il faut fermer l'instrument et avoir soin de chasser auparavant l'air qu'il peut contenir. Pour cela, on effile à la lampe l'extrémité ouverte; puis on fait chauffer la boule de l'instrument jusqu'à ce que le mercure, en se dilatant, ait rempli toute la capacité du tube; alors on introduit rapidement cette extrémité effilée dans la flamme d'une bougie, qui suffit pour la fondre et la fermer; on arrondit ensuite cette extrémité en bouton avec la lampe à émailleur.

Après avoir passé par toute cette série d'opérations, le thermomètre est fini. Si nous le portons à une température quelconque, la colonne s'arrêtera en un certain point que nous pourrons marquer sur le tube; si ensuite nous faisons d'autres expériences avec cet instrument, nous remarquerons que la colonne thermométrique pourra s'élever plus ou moins au-dessus de ce point, ou s'abaisser au-dessous, pour revenir parfois exactement au même point; le thermomètre pourra donc, de cette manière, nous indiquer des températures *plus élevées*, ou *plus basses*, ou *égales*; mais il nous serait impossible d'exprimer ces températures par des nombres, et de les

soumettre au calcul, si l'on n'avait pas *gradué* le thermomètre.

Le principe de cette *graduation* repose sur ce fait : qu'il y a certains phénomènes qui se produisent constamment à la même température. Dans la *glace fondante*, par exemple, un thermomètre revient toujours au même point. Du moment où la glace commence à fondre, la température devient stationnaire, et elle ne peut commencer à s'élever que lorsque la fusion de la glace est complète. Le *point de fusion* sera toujours parfaitement fixe, si l'eau congelée est bien pure; nous pourrons donc l'employer dans la graduation de l'instrument.

Il en est de même du *point d'ébullition* de l'eau; quand on plonge un thermomètre dans l'eau bouillante, il s'élève rapidement jusqu'à un certain point; là il s'arrête, et on a beau augmenter la chaleur, le thermomètre ne monte plus. Le terme de l'ébullition de l'eau nous offrira donc encore un *point fixe*, que nous pourrons mettre à profit dans la graduation des thermomètres.

Supposons maintenant que nous plongions un thermomètre dans la glace fondante, et que nous marquions sur le tube le point où le mercure se sera arrêté, nous aurons un premier point fixe que nous pourrons appeler zéro ; si nous portons ensuite l'instrument dans l'eau bouillante, nous aurons un second point fixe ; l'intervalle qui les séparera pourra être divisé en un certain nombre de fractions égales que nous nommerons *degrés*, par exemple en 100 parties, et nous aurons un thermomètre gradué, qui pourra encore nous servir pour les températures plus basses que la glace fondante et plus élevées que l'eau bouillante, si nous avons le soin de continuer les divisions au-dessous du premier point et au-dessus du second.

C'est avec un compas que l'on marque ces divisions sur le tube ou sur une échelle annexée à ce tube. Or, pour que le thermomètre soit constant dans ses indications, il faut que le tube ait un diamètre parfaitement égal dans toute sa longueur, afin que des longueurs égales correspondent à des volumes égaux de mercure. Quand on veut avoir un bon thermomètre, il est donc nécessaire de s'assurer de cette condition avant de le construire.

Puisque nous choisissons définitivement la glace fondante et l'ébullition de l'eau pour nos points fixes, étudions donc la manière de s'y prendre pour y plonger l'instrument à graduer, et examinons si ces températures sont parfaitement constantes, ou si elles peuvent être dérangées par des circonstances accidentelles.

En parlant de la glace fondante, j'ai dit que l'eau congelée devait être très-pure; en effet, lorsqu'elle est chargée de substances salines, elle se solidifie à des températures plus basses, et par conséquent son point de fusion n'a plus lieu au zéro tel que nous devons le concevoir; l'eau de pluie congelée ou la neige remplissent parfaitement notre but. Remarquons encore qu'il ne faut pas confondre la glace fondante avec l'eau qui se congèle, car on peut amener l'eau à des températures beaucoup plus basses que zéro sans la faire solidifier, tandis que son point de fusion est toujours constant.

Ceci posé, il faut que toute la portion du thermomètre qui contient du mercure soit plongée dans la glace fondante; car, si on n'y plongeait que la boule, le cylindre de mercure qui se trouverait au-dessus ne prendrait ni la température ni le volume qu'il doit avoir. La température ambiante étant plus élevée que 0°, la glace fond peu à peu ; bientôt le mercure s'est mis en équilibre avec elle, et lorsqu'il est bien stationnaire, on marque sur le tube, d'abord à l'encre, ensuite au diamant, le point précis où il se trouve, et l'on a le 0° de *l'échelle thermométrique*.

Voyons maintenant les précautions à prendre relativement à l'ébullition de l'eau. Faisons d'abord remarquer que l'eau chargée de sels bout à des températures plus élevées que l'eau pure : il faut donc l'exclure, et ne se servir, dans cette opération, que d'eau distillée ou d'eau de pluie. Mais, tout en ne se servant que d'eau bien pure, on remarque avec étonnement que le point d'ébullition varie suivant les lieux et suivant les jours; cela dépend des changements qui peuvent survenir dans la pression atmosphérique. Plus cette pression est forte, et plus l'eau doit s'échauffer avant de bouillir. Pour fixer la température de 100 degrés, on choisit en général la pression représentée par une colonne barométrique de 76 centimètres. Lorsque le mercure dans le baromètre se trouve au-dessous ou au-dessus de ce point, il faut corriger par le calcul les erreurs qui pourraient en résulter. On remarque encore quelques différences dans le terme de l'ébullition

de l'eau, suivant la nature des vases dont on se sert. Ainsi, l'eau qui bout à 100° d'un thermomètre donné, dans un vase métallique, ne bout qu'à 101°25 dans un vase de verre. Il est donc nécessaire de déterminer la nature du vase que l'on emploie; c'est pourquoi on adopte la température qui s'obtient en faisant bouillir de l'eau dans un vase métallique.

Il faut, pour le terme de l'ébullition de l'eau comme pour celui de la glace fondante, que le thermomètre y soit entièrement plongé dans toute la partie de sa capacité qui contient le mercure; mais ici nous rencontrons une difficulté qui ne s'était pas présentée dans la première opération; c'est que, pour remplir cette condition, il faut nécessairement employer un vase un peu profond. Or, s'il l'est seulement de quelques décimètres, l'expérience apprendra bientôt que l'eau est plus chaude au fond qu'à sa surface. Cela provient de ce que la pression varie avec la profondeur; en effet, la surface de l'eau n'est soumise qu'à la pression de l'atmosphère, tandis que les couches inférieures sont soumises, non-seulement à cette pression, mais encore à celle qui résulte de tout le poids de la colonne liquide qui se trouve au-dessus d'elles. Par conséquent, la vapeur qui tend à s'y former sous l'influence du calorique est obligée, avant de se dégager, de s'échauffer assez pour acquérir une élasticité capable de surmonter cet excès de pression; mais en même temps elle doit communiquer son surcroît de chaleur à l'eau, qui le communiquera elle-même aux parties du thermomètre qui y seront plongées; de sorte que le mercure se dilatera plus qu'il ne devrait le faire si la chaleur n'était pas plus grande au fond du vase qu'à sa surface. Heureusement que l'on a trouvé le moyen de remédier à cet inconvénient par la remarque que l'on a faite que la température de la vapeur d'eau était exactement la même que celle de l'eau qui est en ébullition à sa surface, de sorte qu'en plongeant l'instrument à graduer dans cette vapeur seulement, le mercure s'élèvera justement au point où il se trouverait s'il était entièrement plongé dans de l'eau échauffée à 100 degrés.

On y parvient en se servant d'un vase à long col, dans le fond duquel on place un peu d'eau, que l'on peut faire entrer en ébullition en plaçant ce vase sur un fourneau. Le thermomètre, maintenu au moyen d'un bouchon supérieur, est disposé de telle manière que sa boule vienne affleurer le liquide. Supérieurement se trouvent deux ouvertures latérales, destinées à donner issue à l'excès de la vapeur. Le thermomètre peut glisser dans le bouchon, de manière à être élevé et abaissé à volonté. Lorsqu'il est entièrement plongé dans la vapeur aqueuse, on le soulève un peu pour marquer sur le tube le point où le mercure s'est arrêté; on le redescend ensuite pour le remonter de nouveau, et voir si le point marqué n'a pas un peu varié; et on recommence l'expérience jusqu'à ce que la fixité du mercure en un même point ait été bien constatée et bien vérifiée. Cela fait, il ne reste plus, pour finir l'instrument, qu'à diviser l'intervalle qui se trouve entre les deux points fixes, en un certain nombre de degrés qui constituent *l'échelle thermométrique*.

On peut construire des thermomètres à mercure qui dépassent le point d'ébullition à l'air libre de ce liquide (+ 350°); mais il n'est guère possible de les faire aller plus loin que + 400°; car, à cette température, les indications ne sont plus aussi exactes; ce qui peut provenir ou de la moins grande résistance qu'offre alors le verre, ou de l'abondance des vapeurs qui se dégagent du mercure à cette époque, et peuvent faire briser l'appareil. Quant aux basses températures, le thermomètre à mercure ne donne guère d'indications justes que jusqu'à 30 ou 35 degrés au-dessous de glace, car il approche alors de son point de congélation. Il faut donc, lorsqu'on veut pousser les expériences plus loin que les deux termes que je viens d'indiquer, se servir d'autres thermomètres, que je décrirai bientôt.

§ II. — *Des échelles thermométriques. — Des différentes espèces de thermomètres et des pyromètres.*

J'ai déjà dit que, pour étudier les lois générales du calorique, il était nécessaire de se procurer les moyens d'exprimer numériquement les différentes températures, et que tel était l'objet de la graduation du thermomètre, puisque, dans cette opération, on établissait une échelle dans laquelle chaque température était représentée par un nombre que l'on pouvait même subdiviser en fractions plus ou moins petites. J'ai fait connaître que l'échelle la plus ordinairement employée était celle qui consistait à diviser

l'intervalle compris entre les deux *points fixes* en 100 degrés; le thermomètre ainsi gradué reçoit le nom de *thermomètre centigrade*. Mais, quoique cette division soit la plus commode, elle n'est pas la seule usitée. Ainsi, on a employé pendant fort long-temps et on emploie encore très-souvent une autre division en 80 parties, que l'on attribue à Réaumur, de sorte que le thermomètre ainsi gradué est nommé *thermomètre de Réaumur*.

Enfin les Anglais se servent encore d'une autre division, imaginée par Farenheit, physicien de Dantzick, et qui consiste à marquer du chiffre 32 le point de la glace fondante, et 212 celui de l'ébullition de l'eau; l'intervalle compris entre ces deux points comprend donc 180 divisions. Mais puisque la graduation ne sert qu'à faire connaître les fractions de la dilatation totale, on pourra toujours s'entendre, quelle que soit la division employée, si les physiciens et les chimistes, en faisant part de leurs expériences, ont soin d'indiquer que les températures qu'ils ont remarquées étaient données par tel ou tel thermomètre. En effet, connaissant les différentes divisions, il est toujours facile de les transformer l'une par l'autre au moyen du calcul. Il suffit pour cela de se rappeler que 80° de Réaumur valent 100° centigrades, ou que chacun des premiers vaut les $\frac{5}{4}$ des seconds. Par conséquent, il sera possible, en multipliant les degrés de Réaumur par $\frac{5}{4}$, d'en faire des degrés centigrades; et réciproquement, un nombre de degrés centésimaux étant donné, si on le multiplie par $\frac{4}{5}$, on le convertira en degrés de Réaumur.

Que si l'on veut, par exemple, transformer 20 degrés Réaumur en degrés centigrades, on y parviendra par la simple proportion suivante :

$$80^\circ \text{ Réaumur} : 100^\circ \text{ centig.} :: 20 : x$$

$$x = 100 \times \frac{20}{80}, \text{ ou } 25$$

Ainsi, 20° Réaumur valent 25° centigrades.

Il en serait de même pour la division de Farenheit : ici, 180° valent 100° centigrades; ou, ce qui revient au même, 1 degré Farenheit vaut $\frac{5}{9}$ du degré centésimal, et il vaut $\frac{4}{9}$ du degré de Réaumur. — Donc, une température en degrés de Farenheit étant donnée, il faut en retrancher 32, et multiplier le reste par $\frac{5}{9}$ pour en faire des degrés centésimaux, et par $\frac{4}{9}$, pour le convertir en degrés de Réaumur.

Que l'on veuille, par exemple, connaître en degrés centésimaux la valeur du 122ᵉ degré de Farenheit : nous commençons par en retrancher 32, et il nous reste 90 : puis nous disons :

$$180^\circ \text{ F.} : 100^\circ \text{ c.} :: 90^\circ \text{ F.} : x.$$

$$x = 100 \times \frac{90}{180} \text{ ou } 50.$$

Par conséquent, le 122° Farenheit correspond au 50° du thermomètre centigrade.

Examinons maintenant quels sont les autres thermomètres employés.

Thermomètre à alcool. Le thermomètre à alcool est construit absolument de la même manière que celui dont j'ai donné la description, à l'exception que le mercure est remplacé par de l'alcool. Mais comme ce liquide, à l'air libre, entre en ébullition à une température moindre que 100°, on ne fait pas ordinairement aller l'échelle jusqu'à ce terme, et on le gradue, par comparaison, à un thermomètre à mercure, qui reçoit alors le nom de *thermomètre étalon*. C'est une assez mauvaise méthode, et rien n'est plus facile que d'élever la température de l'alcool dans le thermomètre jusqu'à 100° et même au-delà, sans le faire bouillir : il suffit pour cela de fermer le tube, en ayant soin qu'il n'y reste plus d'air; car alors, à mesure que l'alcool s'échauffe, il se dilate et produit des vapeurs qui, ne pouvant s'échapper, exercent sur lui une pression assez forte pour l'empêcher de bouillir, mais n'empêchent pas la continuation de sa dilatation.

Le thermomètre à alcool a l'avantage de pouvoir descendre à des températures beaucoup plus basses que celui à mercure; car il n'y a pas de froid assez vif pour pouvoir congeler le liquide qui le compose; c'est pourquoi on l'emploie de préférence toutes les fois que l'on doit faire des expériences à des températures très-basses. La marche de ce thermomètre, comparée à celle du mercure, est en outre entièrement uniforme à ces basses températures; mais cette uniformité se dérange dans les températures élevées.

Thermomètre à air. Cet appareil, qui reçoit encore le nom de *thermoscope*, ou *thermomètre différentiel*, est principalement employé dans les expériences sur le calorique rayonnant. Il consiste en deux boules de verre très-minces, et réunies par un tube recourbé en U, de manière à représenter dans son

ensemble trois côtés d'un rectangle. Les deux boules sont pleines d'air, ainsi que les tubes verticaux, mais le tube horizontal contient un peu d'acide sulfurique coloré en rouge avec du carmin ; ce liquide sépare en deux portions la masse d'air qui remplit l'appareil. Cela posé, si la température de l'air des deux boules ne change pas, ou bien si elle s'élève ou s'abaisse d'une quantité égale dans chacune d'elles, l'index d'acide sulfurique ne bouge pas. Mais si l'une des boules est plus échauffée que l'autre, l'air qu'elle contient, en se dilatant davantage, force la colonne liquide à se mettre en mouvement, et à marcher vers la boule la plus froide. Cet instrument, très-sensible, n'est donc propre qu'à indiquer *la différence* des températures auxquelles se trouvent les deux boules : c'est de cette circonstance que lui vient son nom. Pour le graduer, on enveloppe une des boules de glace fondante, et on maintient l'autre boule à une température connue, par exemple à 20°. L'acide sulfurique marche du côté de la glace par suite de la condensation de l'air de la boule refroidie, et de la dilatation de celui de la boule échauffée. Au bout de quelques instants, l'équilibre est établi et l'index devient stationnaire; on marque alors sur le tube le point où il s'est arrêté, et on divise en vingt parties égales l'intervalle qui se trouve entre ce point et celui du départ qui constitue le zéro. Les divisions peuvent ensuite être continuées des deux côtés. C'est à M. Leslie, physicien écossais, que l'on doit cet ingénieux instrument. Dans le moment où il en fit la découverte, Rumford se livrait aussi en France à des recherches sur le calorique rayonnant, et il avait inventé pour ses expériences un instrument à peu près analogue à celui de M. Leslie.

Pyromètre métallique. On donne le nom de pyromètres à des instruments destinés à mesurer les *hautes températures*, c'est-à-dire celles qui sont supérieures au point d'ébullition du mercure. C'est avec les métaux que l'on construit ces instruments qui ont en général le grave inconvénient de ne présenter aucun rapport certain entre leurs indications et celles du thermomètre centigrade. Mais ils deviennent très-souvent utiles dans certaines opérations d'art, où l'on a besoin, non pas d'une température bien exacte, mais bien d'une quantité déterminée de chaleur, tantôt plus forte et tantôt plus faible, suivant l'effet que l'on veut produire.—Le *pyromètre de Daniel* se compose d'une règle en fer ou en platine, placée de champ dans une rainure pratiquée sur un tourteau d'argile; cette tige est maintenue à une de ses extrémités par un talon fixe, et peut presser par son extrémité opposée le petit bras d'un levier coudé, dont le grand bras fait office d'aiguille; celle-ci peut parcourir les degrés d'un cadran. L'axe de rotation de ce levier est lui-même fixé sur le tourteau d'argile. Lorsqu'on porte cet instrument dans des endroits où la température est très-élevée, la tige métallique s'allongeant plus que l'argile, et cet allongement ayant lieu seulement du côté de l'extrémité unie au petit levier, puisque l'extrémité opposée est maintenue par un talon fixe, il devra en résulter que l'aiguille prendra différentes positions sur le cadran, et qu'elle parcourra d'autant plus de degrés que l'allongement de la tige aura été plus considérable.

Pyromètre de Wedgwood. Cet instrument repose sur une propriété bien remarquable que possède l'argile. Lorsque cette substance a été pulvérisée, puis malaxée et séchée à l'étuve, on remarque qu'au lieu de se dilater, lorsqu'on l'expose à de hautes températures, elle diminue de volume, et que cette *retraite* ou ce *retrait* est d'autant plus considérable que la température a été plus élevée. L'argile semble donc se soustraire aux lois ordinaires de la dilatation par le calorique ; mais cette contradiction n'est qu'apparente, car elle est due, non pas à un effet passager de la chaleur, mais bien au desséchement qu'éprouve l'argile, et peut-être à une combinaison plus intime de ses éléments. Ce qui le prouve bien, c'est qu'une fois que cette substance a éprouvé son retrait, elle ne peut plus revenir à ses dimensions premières. Il est évident maintenant que si l'on a un grand nombre de cylindres d'argile, tous préparés de la même manière, et ayant exactement les mêmes dimensions, et que l'on en expose plusieurs à différentes températures, ceux qui deviendront les plus petits feront connaître les températures les plus élevées. Mais il s'agit de pouvoir mesurer avec exactitude le degré de ce retrait. C'est pour cela que se trouve construit le pyromètre de Wedgwood, qui consiste en une plaque de laiton pourvue d'une rainure formée de deux règles légèrement inclinées l'une à l'autre, de manière à avoir une entrée plus large que

la sortie. Cette rainure est ordinairement coupée en deux parties égales repliées l'une sur l'autre, pour rendre l'instrument plus portatif. Cet instrument est en outre pourvu d'une échelle portant 240 divisions égales, dont le zéro se trouve à l'entrée de la rainure. Ces divisions reçoivent le nom de *degrés du pyromètre de Wedgwood*. On s'arrange de manière à ce que les petits cylindres, à leur sortie de l'étuve à + 100°, aient juste la grandeur convenable pour se tenir à l'entrée de la rainure. Lorsqu'on les a portés à des températures plus élevées, ils deviennent plus petits et sont alors susceptibles d'avancer davantage dans cette rainure, dont le rétrécissement est insensible. Le zéro de l'instrument correspond à 580° du thermomètre centigrade, et l'on suppose que chacun de ses degrés équivaut à 72° 22 centésimaux.

§ III. *Dilatation des solides.*

Une foule de circonstances ordinaires prouvent jusqu'à l'évidence que les solides sont susceptibles de se dilater par la chaleur : ainsi, dans les grandes conduites d'eau, où l'on se sert de tuyaux en fonte, on est obligé d'ajuster de distance en distance des tuyaux non fixés par des vis à écrous, et susceptibles de glisser à frottement dans les tuyaux voisins, afin de pouvoir compenser les effets produits par la chaleur ou le refroidissement. Tout le monde peut remarquer que les grandes portes construites en barreaux métalliques se ferment avec difficulté en été, et ne peuvent se joindre en hiver : ces effets sont dus aux variations de la température. Mais veut-on avoir une preuve démonstrative de la dilatation des solides? Rien n'est plus facile. On peut se servir pour cela de deux cylindres en laiton, un plein et l'autre creux, le premier entrant à frottement dans le second et en remplissant exactement la capacité. Si on les expose ensemble à des températures élevées ou basses, leur dilatation et leur contraction étant égales, leur volume relatif ne varie pas et le plein peut toujours entrer à frottement dans le creux. Mais si on conserve ce dernier à la température ordinaire, et que l'on chauffe le premier à la température de l'eau bouillante, son volume augmente et il devient impossible de le faire entrer dans le cylindre creux. Si on l'abandonne ensuite à lui-même, la difficulté de cette introduction diminue à mesure que sa température s'abaisse, et elle cesse tout-à-fait lorsque ce cylindre a repris son volume primitif.

Mais ce n'est pas assez de prouver que les solides se dilatent, il faut encore chercher à démontrer de quelle quantité chacun d'eux peut se dilater. On peut déterminer directement la dilatation linéaire et la dilatation cubique. Le premier moyen a paru le plus simple à la plupart des observateurs; il semble en effet au premier abord que cette détermination n'offre aucune difficulté : former une barre d'une longueur connue, l'exposer successivement à deux températures différentes l'une de l'autre, et mesurer le degré de l'allongement après l'avoir exposée à la température la plus élevée, voilà à quoi se réduit toute cette recherche. Mais dans l'exécution, on rencontre bien des difficultés que la théorie n'indique pas, et on est loin de pouvoir toujours obtenir des résultats exacts. C'est pourtant ce moyen qui a servi à MM. Lavoisier et Laplace. Je vais faire connaître en peu de mots leur procédé.

La barre dont on veut chercher la dilatation est placée au fond d'une cuve rectangulaire, que l'on emplit de glace fondante pour avoir la température de zéro, et ensuite d'une huile fixe ou de tout autre liquide pour avoir des températures élevées. La barre est placée horizontalement, et supportée sur des rouleaux en verre, pour que le liquide puisse l'envelopper de toutes parts, et pour que la température en soit partout uniforme. On chauffe la cuve et son contenu au moyen de lampes à esprit-de-vin, ou bien en la plaçant sur un fourneau en briques. Le liquide peut être brassé par des volants, et des thermomètres plongés à différentes profondeurs indiquent à chaque instant sa température.

En chauffant ainsi le liquide de la cuve, on élève la température de la barre, qui prend un allongement d'autant plus grand que la température est elle-même plus élevée. Mais comment connaître le degré de cet allongement? MM. Lavoisier et Laplace se sont servis pour cela d'un moyen analogue au pyromètre de Daniel. Ce moyen consistait à maintenir une des extrémités de la barre contre un *talon fixe*, de façon que tout son allongement se fît dans le sens de son extrémité opposée, qui pouvait pousser sur le petit bras d'un levier coudé; l'axe de rotation de ce levier était en dehors de la cuve, et conservait sa température et

son volume; le grand bras était très-long afin d'agrandir l'amplitude de la dilatation : en faisant par exemple ce grand bras, dont on pouvait apprécier les mouvements au moyen d'un cadran, mille fois plus long que le petit bras, on pouvait apercevoir des cent-millièmes de millimètre. Le *talon fixe* consistait en une règle de verre que l'on faisait plonger verticalement jusqu'au fond de la cuve, et dont la partie supérieure était fortement maintenue par des tringles de fer soutenues elles-mêmes par de la maçonnerie.

MM. Dulong et Petit ont employé un autre moyen, à l'aide duquel ils ont obtenu des résultats aussi exacts que possible; ils ont d'abord cherché la dilatation du verre. Voici leur procédé : on souffle une boule à l'extrémité d'un tube étroit, on effile l'autre extrémité, et on l'emplit de mercure sec et purgé d'air; on pèse ensuite le tout avec exactitude, et l'on plonge la boule dans de l'eau échauffée à 100°. Par l'action de la chaleur, le verre et le mercure se dilatent; mais comme le dernier est plus dilatable, il en sort nécessairement une certaine quantité. Lorsqu'il n'en sort plus, on pèse de nouveau l'appareil; ce qui manque en mercure exprime la dilatation de ce liquide, moins celle du verre. Si l'on connaît les lois de la dilatation du mercure, il est facile d'en conclure la dilatation du verre entre 0° et + 100°; pour cela il suffit de retrancher la dilatation apparente du mercure de sa dilatation réelle.

On peut renouveler l'expérience à des températures plus élevées en plongeant la boule dans un bain d'huile fixe que l'on peut chauffer à volonté. MM. Dulong et Petit ont reconnu de cette manière que la dilatation cubique du verre, sensiblement uniforme de 0° à + 100°, croissait ensuite avec la température.—Il résulte de leurs expériences qu'entre 0° et + 100°, la dilatation du verre était, pour chaque degré, de $\frac{1}{38700}$ du volume à 0°; que la moyenne de cette dilatation pour chaque degré était de $\frac{1}{36300}$ entre 0 et + 200° et de $\frac{1}{32900}$ entre 0 et + 300°. — Les mêmes expérimentateurs ont appliqué la connaissance de la dilatation du verre et du mercure à la recherche de la dilatation d'un grand nombre de métaux. La description complète de leur procédé exigeant des détails qui m'éloigneraient du but que je me suis proposé en rédigeant cet ouvrage, je me contenterai d'en donner un aperçu. On commence par prendre une tige métallique dont on cherche à connaître le volume exact, en divisant son poids absolu par sa densité; on l'introduit dans un tube de verre fermé par un bout et que l'on emplit ensuite de mercure. Puis on soude l'extrémité ouverte de ce tube avec un autre tube plus étroit, divisé en degrés représentant des poids connus de mercure. L'appareil étant ainsi disposé on l'expose à des températures déterminées. Par l'effet de la chaleur les trois substances (le verre, le métal et le mercure) se dilatent; si toutes trois se dilataient d'une même quantité, nul effet apparent ne serait produit; mais comme le tube de verre se dilate moins que les deux corps qui remplissent sa capacité, il en résulte nécessairement qu'une partie du mercure doit refluer dans le tube gradué pendant les élévations de température, et occuper un certain nombre de degrés. Mais comment donc est-il possible de déduire de cet effet total la dilatation du métal soumis à l'expérience? J'ai déjà dit que l'on connaissait d'avance la dilatation du mercure et du verre; avec ces données rien n'est plus facile : en effet, si le mercure était seul dans le tube, on pourrait prédire d'avance à quel degré du tube gradué supérieur il devrait monter pour telle ou telle élévation de température; mais, dans l'expérience dont il est question, au lieu de s'élever jusqu'à ce degré, je suppose qu'il reste au-dessous : cela provient nécessairement de ce que le métal ajouté se dilate moins que le mercure; il est facile d'en connaître la différence, et d'en déduire ensuite sa dilatation par le calcul. Bien entendu que pour obtenir un résultat exact il faut connaître, non-seulement le volume de la substance métallique, mais encore la capacité des tubes de verre et le volume du mercure. — C'est principalement pour le fer que MM. Dulong et Petit ont employé ce procédé; comme la plupart des autres métaux sont attaquables par le mercure, il faut avoir soin d'oxyder d'abord légèrement leur surface pour les soustraire à l'action dissolvante de ce liquide.

Borda se servait d'un autre moyen pour rechercher la dilatation des métaux: il comparait avec exactitude la longueur d'une règle métallique à différentes températures, à l'aide d'un nonius qu'il observait à la loupe.

§ IV. *Dilatation des liquides.*

C'est un fait général et facile à cons-

tater, que tous les liquides se dilatent par le calorique, et que leur dilatation est plus grande que celle des solides dans les mêmes circonstances. Un vase, fût-il du métal le plus tenace, s'il est rempli d'eau et solidement bouché, puis exposé à une haute température, crèvera infailliblement avec explosion ; ce qui prouve bien que l'expansion du liquide est plus grande que celle du vase.

Pour étudier la dilatation des liquides, on peut se servir de différents moyens. Le plus simple consiste à enfermer les liquides sur lesquels on veut faire des recherches dans de véritables thermomètres exactement calibrés et dont les boules aient une capacité considérable par rapport à celle des tubes. On les place dans un bain liquide dont on élève successivement la température en observant pour chaque degré les divisions du tube auxquelles la colonne s'arrête.

Ce procédé, qui a été employé par Deluc pour l'étude de la dilatation d'un grand nombre de liquides, ne donne que la *dilatation apparente* des liquides sur lesquels on opère, mais elle permet déjà de s'assurer que ceux-ci ne se dilatent pas uniformément pour chaque degré du thermomètre, et que la quantité relative de leur dilatation s'accroît à mesure qu'ils s'approchent de la température à laquelle ils entrent en ébullition ; sous ce rapport ils se rapprochent donc des solides sur lesquels MM. Dulong et Petit ont fait des expériences. Une autre analogie entre les solides et les liquides, c'est que chacun de ces derniers a son mode et sa loi de dilatation, en sorte qu'il peut y avoir de grandes différences dans les changements de volumes de différents liquides pour un même nombre de degrés. Par exemple de 0° à + 100° l'huile se dilatant de $\frac{1}{12}$ de son volume, l'eau ne se dilate que de $\frac{1}{22}$ et le mercure de $\frac{1}{55}$.

Si des résultats obtenus de l'expérience qui précède on veut déduire la *dilatation absolue* des liquides, il suffit d'ajouter à leur dilatation apparente la dilatation absolue des corps solides qui les renferment. J'ai indiqué dans le chapitre précédent le moyen d'obtenir celle du verre. Mais ce procédé peut être un peu inexact : il vaut donc mieux s'en dispenser ; on y parvient par une méthode qui a été employée par MM. Petit et Dulong pour le mercure, et qui repose sur cette loi d'hydrostatique, que les hauteurs des colonnes liquides qui se font équilibre, sont en raison inverse de leur densité. Ces physiciens se servaient pour cela d'une espèce de syphon consistant en deux tubes verticaux communiquant ensemble inférieurement par un tube horizontal ; ils y versaient le liquide qui se mettait de niveau dans les deux branches ; puis ils échauffaient l'une d'elles, en maintenant l'autre à 0° par de la glace fondante, et ils observaient de combien la colonne échauffée s'élevait au-dessus de la colonne froide ; ils se servaient pour prendre cette mesure d'un appareil divisé, muni d'un micromètre permettant d'apprécier les plus petites fractions de la hauteur.

C'est à l'aide de ce procédé que MM. Dulong et Petit ont étudié la dilatation absolue du mercure de 0° à + 300° ; ils ont remarqué que cette dilatation augmentait avec la température ; mais que l'augmentation disparaissait presqu'entièrement quand on observait la dilatation dans le verre, circonstance très-heureuse, puisqu'elle rend à peu près uniforme la marche de la dilatation du mercure dans les thermomètres.

§. V. *Dilatation des gaz.*

Pour étudier les lois de la dilatation dans les gaz, il faut les enfermer dans des tubes exactement gradués en parties de capacités égales, et les exposer à des températures diverses, en observant à chaque température les changements survenus dans leur volume. Le procédé de M. Gay-Lussac, dont je vais donner la description, remplit parfaitement toutes ces conditions.

On commence par emplir le tube gradué d'air parfaitement sec. Pour cela, après l'avoir chauffé pour chasser la petite couche de vapeur d'eau qui adhère à ses parois intérieures, et l'avoir empli de mercure bien privé d'air par l'ébullition, on le lute à un autre tube plus grand et contenant des fragments de chlorure de calcium, substance propre à dessécher les gaz. A une extrémité de ce tube est un bouchon donnant passage à un long fil de fer qui pénètre dans le tube gradué. En inclinant convenablement l'appareil et faisant jouer le fil de fer, on parvient aisément à faire sortir tout le mercure du tube gradué, à l'exception d'un petit cylindre devant servir d'index. Bien entendu que ce liquide est remplacé dans ce tube par de l'air sec provenant des récipients. — Le ther-

momètre à air étant terminé, il reste à l'exposer successivement à diverses températures. Pour cela on se sert d'un vase métallique en forme de parallélipipède, reposant inférieurement sur un fourneau de la même grandeur, et contenant de l'eau que l'on chauffe plus ou moins. La partie supérieure de ce vase est munie de trois ouvertures, dont deux latérales pouvant donner issue à la vapeur, et une médiane par laquelle on introduit un thermomètre à mercure; mais on ne peut placer ainsi verticalement le tube à air, car la température variant un peu avec la profondeur, on ne pourrait connaître exactement celle qui agirait sur le tube; il faut donc le placer horizontalement, en le faisant sortir par une ouverture latérale. La partie latérale opposée donne passage à un thermomètre très-sensible, situé dans la même couche horizontale que le tube à air. Toutes ces dispositions prises, on chauffe petit à petit le liquide de la caisse; cette chaleur se communique à l'air contenu dans le tube: celui-ci se dilate et pousse devant lui le petit index de mercure qui avance d'un certain nombre de degrés. La température de ce gaz est en même temps donnée par le thermomètre horizontal, que l'on fait pour cela glisser dans le bouchon qui le maintient dans cette position jusqu'à ce que le sommet de sa colonne vienne se montrer à l'orifice; pour observer l'état de dilatation du gaz dans le tube à air, on le fait de même glisser dans son bouchon, jusqu'à ce que l'index vienne se montrer en dehors du vase. — Pendant toute la durée de l'expérience, on examine avec soin la hauteur du baromètre, afin de pouvoir corriger par le calcul les petites erreurs qui pourraient résulter des différences de pression.

C'est à l'aide de ce procédé que M. Gay-Lussac a démontré: — 1° que la dilatation de l'air et de tous les autres gaz simples ou composés, est uniforme depuis 0 jusqu'à + 100°; c'est-à-dire que ces gaz se dilatent d'une même quantité pour un même nombre de degrés thermométriques, et se condensent de la même quantité pour un abaissement de température d'un même nombre de degrés; — 2° que pour chaque degré centésimal, cette dilatation est la 267e partie ou les 0,00375 du volume à 0°. — Ainsi un volume d'un gaz quelconque, exprimé par 100,000, échauffé de 1°, devient 100,375, et en s'échauffant de 100° devient 137,500.

Ces résultats remarquables ont été obtenus par M. Dalton, de Manchester, presque dans le même temps que M. Gay-Lussac les obtenait en France. Ils ont de plus été confirmés par MM. Dulong et Petit, qui ont principalement fait porter leurs expériences sur les températures plus basses que 0° et plus élevées que 100°.

Section III.

Du changement d'état des corps par le calorique.

§ 1er *Fusion des solides. Solidification et vaporisation des liquides et liquéfaction des vapeurs.*

De la fusion ou liquéfaction des solides. Dans les notions générales sur la chaleur j'ai dit que les états respectifs des corps étaient susceptibles de changer, et que telle substance, solide à la température ordinaire, pouvait non seulement être liquéfiée si on l'échauffait, mais encore être réduite en vapeurs par une addition de calorique. Ainsi la glace peut fondre, l'eau peut être vaporisée; et sans être physicien, l'on sait bien que la chaleur est la seule cause de ce phénomène, car la glace pourrait être réduite en poussière sans cesser pour cela d'être un corps solide, si la chaleur ne venait pas la convertir en liquide.

Mais tous les corps solides peuvent-ils être liquéfiés? En les examinant sous ce point de vue, le premier phénomène dont on fasse la remarque est que les quantités de calorique nécessaires pour opérer ce changement d'état sont bien loin d'être égales pour tous les corps. Ainsi il y en a qui sont *très-fusibles*, et qui se liquéfient à des températures très-basses: la glace, les graisses, la cire, le soufre, etc., sont dans ce cas. D'autres, comme le plomb, l'étain et le bismuth, n'entrent en fusion qu'à des températures un peu plus élevées; il en est enfin qui ne peuvent se fondre qu'aux températures les plus élevées que nous puissions produire: tels sont l'or, le fer, le platine, la manganèse, etc. Les substances qui supportent sans entrer en fusion ces hautes températures, reçoivent le nom *d'infusibles*, *apyres*, *fixes ou réfractaires.* On reconnaissait autrefois un assez grand nombre de ces corps; mais depuis l'invention du chalumeau à gaz oxygène et hydrogène, et par conséquent depuis le perfectionnement de nos moyens de produire de la chaleur, leur nombre a considérablement diminué.

Lorsqu'on échauffe des corps solides susceptibles de se liquéfier, l'on remarque qu'ils restent à leur premier état, jusqu'à ce qu'ils soient arrivés à une certaine température *fixe* qui est constamment la même pour la même substance. C'est seulement alors que la fusion peut avoir lieu, non pas dans toute la masse à la fois, mais petit à petit, de sorte que chaque addition de calorique liquéfie une portion de la substance. On donne le nom de *terme de fusion* au degré thermométrique ou pyrométrique auquel un corps devient liquide. Si, pendant que ce phénomène a lieu, on observe la température du corps qui se fond, on voit qu'elle reste la même pendant toute la durée de la fusion, malgré les additions constantes de calorique, et que ce n'est qu'à partir du moment où toute la substance a été liquéfiée que la température peut s'élever. Cette intéressante remarque, qui n'a été faite qu'en 1763, est due à Black, qui en a conclu que le calorique absorbé entrait en combinaison avec la substance solide pour la rendre liquide, et devenait ainsi *latent*. Donc, *la fixité de la température et l'absorption du calorique latent sont les deux conditions de la fusion.*

Les points de fusion qui sont constamment les mêmes dans les circonstances ordinaires peuvent varier sous l'influence de l'affinité chimique. Mais alors il n'y en a pas moins absorption du calorique latent: que l'on mêle par exemple du sel commun avec de la glace pilée, le sel, par sa grande affinité pour l'eau liquide, tend à faire fondre la glace; mais comme celle-ci ne peut entrer en fusion sans absorber du calorique, elle commence par s'emparer de celui des corps environnants, c'est-à-dire du vase qui renferme le mélange et des couches de vapeur d'eau qui, se trouvant en contact avec lui, viennent se condenser sur ses parois. Cette quantité de calorique ne suffisant pas, la température est obligée de s'abaisser, et elle s'abaisse en effet de plus en plus jusqu'à ce qu'elle soit arrivée à un terme auquel les éléments de la combinaison, c'est-à-dire la glace et le sel, n'aient plus d'action chimique l'un sur l'autre. C'est là le principe de la formation des *mélanges frigorifiques*. — Comme on peut avoir besoin de se servir de ces mélanges dans un grand nombre d'expériences, j'en donnerai ici un tableau extrait de celui qui se trouve dans le traité de chimie de M. Thénard.

Tableau des mélanges réfrigérants.

INDICATION DES SUBSTANCES A MÉLANGER.		ABAISSEMENT DU THERMOMÈTRE.
Neige	1 partie.	de 0° à — 17°,77.
Sel marin	1	
Chlorhydrate de chaux	3	de 0° à — 27°,77.
Neige	2	
Potasse	4	de 0 à — 28°,33.
Neige	3	
Neige ou glace pilée	2	de — 17°,77 à — 20°,55.
Sel marin	1	
Neige ou glace pilée	1	de — 20°,55 à — 27°,77.
Sel marin	5	
Chlorhydrate d'ammoniaque et azotate de potasse	5	
Neige ou glace pilée	12	de — 27°,77 à — 31°,66.
Sel marin	5	
Azotate d'ammoniaque	5	

De la solidification ou congélation des liquides. Bien que les mots *solidification* et *congélation* expriment tous deux le passage d'un liquide à l'état solide, on ne les emploie cependant pas dans les mêmes circonstances. Le premier sert à désigner le changement d'état d'un corps qui, solide à la température ordinaire, n'est devenu liquide qu'à une température très-élevée : ainsi l'on dit que les métaux fondus *se solidifient*. Le second sert, au contraire, à exprimer le passage à l'état solide, d'une substance liquide à la température ordinaire ; c'est pourquoi l'on dit que l'eau, le mercure, etc., *se congèlent*.

Quand ce phénomène a lieu, on observe deux conditions analogues à celles que nous avons observées pour la fusion: le changement s'opère à une *température fixe* qui est justement celle du *terme de fusion*, et le corps dégage en se solidifiant tout le calorique latent qu'il avait absorbé pour se liquéfier. Ainsi le plomb qui entre en fusion à + 334°, se solidifie à la même température ; la glace qui fond à 0° devient solide à 0° ; le mercure qui est solide au-dessous de — 39°, devient liquide à — 39°, etc. On sait cependant que dans certaines circonstances un liquide peut être amené bien audessous du point où il entrerait en fusion s'il était solide, sans pour cela se solidifier. Cette observation intéressante a été faite sur l'eau par Farenheit en 1724.

Quand le phénomène de la solidification se produit lentement et sans trouble, il arrive que les molécules tendent, en vertu d'une force intestine, à se grouper d'une certaine manière, à prendre entre elles certains arrangements qui sont toujours les mêmes pour la même substance, et qui donnent à la masse solide un aspect tout particulier, pouvant lui fournir un caractère distinctif : en un mot, le corps *cristallise*.

Conversion des liquides en vapeurs. Lorsqu'un liquide quelconque est abandonné à lui-même dans un espace non limité, on le voit diminuer de plus en plus et finir par disparaître entièrement. Ainsi tout le monde sait que dans les temps chauds la sécheresse succède souvent à une pluie abondante, et que durant les chaleurs de l'été, les lacs et les rivières se dessèchent quelquefois. Que devient donc l'eau dans ces différentes circonstances? On peut d'abord supposer qu'elle s'infiltre dans le sol ; mais cette supposition tombe d'elle-même si l'on fait la même remarque sur de l'eau contenue dans un vase ; cette eau décroît petit à petit et finit aussi par disparaître au bout d'un temps d'autant moins long que la température ambiante est plus élevée. Puisque ce liquide n'a pu traverser les parois du vase, on doit donc admettre qu'il s'est répandu dans l'air et qu'il s'est pour cela transformé en vapeur. Le même phénomène a lieu, mais plus rapidement, si l'on vient à soumettre un liquide à l'action du calorique ; il ne tarde pas à bouillir et à disparaître. De ces différentes observations on doit donc conclure que les liquides sont susceptibles de devenir invisibles en prenant la forme gazeuse, ou en d'autres termes, qu'ils peuvent *se vaporiser*

Ainsi on donne le nom de *vaporisation* au phénomène par lequel les liquides se transforment en fluides élastiques ou vapeurs, et cette vaporisation peut avoir lieu de deux manières : 1° par *évaporation spontanée*, lorsque les vapeurs se forment lentement et seulement à la surface du liquide ; 2° par *ébullition*, quand elles se développent dans toute la masse sous forme de *bulles* qui sont obligées de soulever le liquide, et de lui imprimer une violente agitation pour pouvoir s'échapper. — Les corps solides doivent d'abord passer à l'état liquide avant de pouvoir se vaporiser ; mais il existe des exceptions à cette règle : c'est ainsi que, sous la pression ordinaire, l'arsenic devient gazeux avant d'avoir été liquide.

Ebullition. L'ébullition est un phénomène tellement connu, qu'il n'est guères besoin de le décrire ; tout le monde sait qu'il consiste en un bouillonnement plus ou moins rapide qui agite dans tous les sens les différentes parties d'un liquide. Quand on l'examine dans un vase de verre, on aperçoit facilement la cause de cette continuelle agitation ; on voit que dans les points échauffés il se développe des bulles de vapeur, d'abord très-petites et adhérant aux parois du vase, et que bientôt ces bulles grandissent, se détachent, et traversent toute la profondeur du liquide pour aller éclater à sa surface. Celles-ci sont suivies par d'autres qui, lorsque le liquide est assez échauffé, se forment aussi dans les différents points de la masse. Si, lorsqu'un liquide est en ébullition, on plonge un thermomètre dans son intérieur, il prend rapidement une certaine température *fixe* pour chaque liquide et qu'il ne dépasse jamais, malgré les additions constantes

de calorique. — Il y a donc ici, comme dans la fusion, absorption du calorique latent, et du moment où la quantité de calorique qui se trouve absorbée est assez grande pour donner à la vapeur une force élastique ou une tension capable de vaincre les pressions environnantes, l'ébullition commence. Telle est la cause qui détermine les *points d'ébullition* des différents liquides dont la vapeur acquiert plus ou moins vite cette force élastique. Ainsi dans les circonstances ordinaires :

L'éther sulfurique bout à	37° 8	Gay-Lussac.
Le sulfure de carbone à	47° 0	id.
L'alcool à	79° 7	id.
L'eau à	100°	
L'huile essentielle de térébenthine à	157°	
Le phosphore à . .	290°	
Le soufre à	299°	
L'acide sulfurique à	310°	
L'huile de lin à . .	316°	
Le mercure à . . .	350°	

Les points d'ébullition indiqués dans le tableau précédent ne sont pas constants : les causes qui peuvent les faire varier dans chaque liquide sont : 1° la pression qui s'exerce à sa surface ; 2° la cohésion; 3° la nature du vase qui le contient.

1° Je viens de dire que, pour que les bulles de vapeur pussent se dégager, il fallait que la température du liquide fût assez élevée pour donner à cette vapeur une force élastique capable de surmonter la pression qui s'exerce sur elle ; on doit nécessairement conclure de cela qu'en augmentant cette pression le liquide est obligé de s'échauffer davantage avant de pouvoir bouillir, et qu'une diminution de pression accélérera, au contraire, le terme d'ébullition. Ainsi, au niveau de la mer sous une pression de 760mm l'eau bout à + 100°, et au sommet du Mont-Blanc, où la pression atmosphérique est d'environ 417mm, elle entre en ébullition à + 84° à peu près. Lorsqu'on place de l'eau sous le récipient de la machine pneumatique, et qu'on vient à y faire le vide, ce liquide peut bouillir à des températures très-basses, par exemple à + 30° pour une pression de 30mm, à + 11° pour une pression de 10mm, parce que sous ces faibles pressions la vapeur a une force élastique assez grande pour pouvoir se dégager.

Si au lieu de diminuer la pression on l'augmente, l'ébullition se trouve retardée, et si cette pression est assez forte, on peut élever des liquides aux plus hautes températures que l'on puisse produire sans les faire bouillir. Tel est l'effet que l'on obtient avec l'appareil que l'on nomme *Marmite de Papin* ou *Digesteur de Papin*, appareil qui consiste en un vase en fer ou en cuivre à parois très-épaisses, et fermé supérieurement par un fort couvercle que l'on maintient avec des vis. Quand ce vase est plein d'eau, on peut le chauffer jusqu'à la température rouge sans que le liquide entre en ébullition, parce que la vapeur qui se forme exerce sur le liquide une pression suffisante pour empêcher ce phénomène. Cette vapeur se comprime et acquiert par l'élévation de température une force élastique énorme; aussi dès qu'on lui donne issue, elle s'échappe avec une telle violence qu'elle forme dans l'atmosphère un jet de 20 ou 30 pieds de hauteur. On met à profit dans les arts cette force expressive de la vapeur, pour obtenir des effets mécaniques qu'aucun autre moyen ne pourrait nous procurer.

Puisque la température de l'eau bouillante varie suivant la pression que cette eau supporte, il doit en résulter que l'eau bouillante n'est pas également chaude dans tous les lieux de la terre, et que sur les montagnes, par exemple, elle l'est beaucoup moins qu'au niveau de la mer, et à plus forte raison que dans la profondeur des mines. C'est ainsi qu'à Quito, au Pérou, où la hauteur moyenne du baromètre est de 527mm, l'eau bout à + 90°, et est impropre à plusieurs usages domestiques, puisque cette température est trop basse pour cuire certaines substances alimentaires dont la coction ne peut avoir lieu à + 100°.

2° *La cohésion* d'un liquide peut empêcher la vapeur de se dégager aussitôt qu'elle a atteint une force élastique égale à la pression atmosphérique, puisque, pour que l'ébullition ait lieu dans cette circonstance, il faut que les bulles de vapeur surmontent cette pression et écartent en outre les molécules liquides, qui, en vertu de leur cohésion, tendent à rester unies entre elles. La vapeur devra donc acquérir une tension capable de vaincre ces deux forces, et l'ébullition se trouvera retardée; de plus, quand elle

aura lieu, elle se fera par mouvements saccadés ou par *soubresauts* qui briseraient infailliblement les vases s'ils étaient en verre; heureusement pour les besoins des arts, que les corps aigus ont la propriété de déterminer à leurs pointes la formation des bulles de vapeurs et d'obvier ainsi aux inconvénients qui résulteraient de ces soubresauts. On a alors le soin de placer dans le fond du vase quelques spirales de platine, ou quelques autres fragments aigus inattaquables par les liquides sur lesquels on veut agir.

3°. La nature du vase, d'après l'observation de M. Gay-Lussac, a aussi de l'influence sur le terme d'ébullition. Ce physicien a remarqué que lorsque l'eau bout à 100° dans un vase de métal, elle ne bout qu'à 101° 25 dans un vase de verre, et il a attribué cet effet à l'attraction qui s'exerce alors entre les molécules liquides et les parois du vase, attraction qui est plus grande entre le verre et l'eau qu'entre ce liquide et une substance métallique, et qui produit dans ce cas le même effet que la cohésion.

De l'évaporation spontanée. L'évaporation est la transformation des liquides en vapeurs à la température ordinaire, et seulement par leur surface libre. Cette vapeur qui se forme à la surface des rivières, des lacs, des mers, etc., se mêle, aussitôt après sa formation, avec les fluides élastiques environnants. La quantité de vapeur qui peut se former dans un temps donné dépend de la température ambiante; plus cette température est élevée, et plus il peut s'en développer; mais une seconde condition non moins importante à cette formation, c'est que les couches d'air qui environnent le liquide ne soient pas saturées de sa vapeur, car sans cela l'évaporation s'arrêterait. Ainsi, l'on sait qu'un liquide enfermé dans un flacon ne diminue pas sensiblement, tandis qu'il finirait par disparaître avec le temps, s'il était exposé à l'air libre. Cela dépend de ce que la partie du flacon qui ne contient pas de liquide se sature bientôt de vapeur, et que dès lors nulle évaporation ne peut avoir lieu.

Par la même raison la vaporisation s'opère lentement dans une atmosphère très-calme, parce que les couches inférieures de l'air étant bientôt saturées opposent un obstacle à la diffusion de la vapeur. Elle marche au contraire très-rapidement dans une atmosphère agitée, et cela, parce qu'en raison de cette agitation les couches saturées sont entraînées au loin et les couches non saturées sont amenées en contact avec le liquide.

Du froid produit par l'évaporation. Nous avons vu que les liquides absorbaient pour se vaporiser une grande quantité de calorique latent. Quand ce phénomène a lieu par ébullition, la température du liquide est maintenue fixe, parce qu'il reçoit du foyer autant de chaleur qu'il en perd; mais quand un liquide se vaporise par évaporation, comme il ne reçoit du calorique d'aucun foyer, il est obligé d'emprunter aux corps environnants ou à lui-même tout celui qui lui est nécessaire pour son nouvel état. On voit alors sa température s'abaisser graduellement. C'est de là que provient le froid qui se fait ressentir sur la main ou sur toute autre partie du corps, lorsqu'on y verse quelques gouttes d'un liquide très-volatil, comme de l'éther ou de l'alcool.

Condensation des vapeurs et liquéfaction des gaz. Les vapeurs peuvent repasser à l'état liquide sous l'influence de trois causes qui sont : l'affinité d'un autre corps pour cette vapeur, le refroidissement et l'augmentation de la pression. — L'action des substances hygrométriques, telles que le chlorure de calcium, la potasse caustique, qui, étant abandonnés à l'air, se liquéfient promptement en absorbant la vapeur d'eau qui s'y trouve répandue, nous donne un exemple de la première de ces causes. — Les vapeurs contenant une grande quantité de calorique latent, il est nécessaire de les refroidir beaucoup pour en opérer la condensation ; le meilleur moyen consiste à les faire passer à travers une masse de liquide froid. — L'augmentation de la pression extérieure suffit aussi pour condenser les vapeurs; mais il faut pour cela que l'espace dans lequel on les comprime en soit saturé; car si cette condition n'était pas remplie, les vapeurs se laisseraient réduire de volume et même refroidir comme les gaz, sans se liquéfier. Cette identité remarquable qui existe entre les gaz et les vapeurs, a depuis longtemps fait supposer que les premiers, désignés sous le nom de *gaz permanents*, en raison de leur fixité, pouvaient bien n'être que des vapeurs provenant de liquides susceptibles de se volatiliser à des températures extrêmement basses et acquérant à la température ordinaire une tension trop considérable pour qu'on puisse

les condenser. Tous les essais qui avaient été tentés dans le but de s'assurer du plus ou moins de fondement de cette supposition, avaient été infructueux, lorsqu'enfin M. Faraday et sir Humphry-Davy, parvinrent à liquéfier plusieurs gaz jusqu'alors réputés permanents. Le procédé dont ils se sont servis, consiste à placer dans un tube de verre très-fort et sinueux, une substance solide, susceptible de dégager, par l'action d'un réactif que l'on y ajoute, le gaz sur lequel on veut expérimenter. On ferme d'abord, à la lampe à émailleur, les deux bouts de ce tube, puis on le place dans un mélange réfrigérant. Le gaz en se dégageant s'accumule dans le très-petit espace qui lui est offert, il s'y comprime d'une manière considérable, et cette compression, qui peut aller jusqu'à 50 atmosphères, jointe à l'abaissement de température, ne tarde pas à le condenser et et à le transformer en un liquide dont la tension est si grande qu'il s'évapore avec une forte détonnation dès qu'on veut lui donner issue.

§. II. *Des vapeurs dans le vide.*

On supposait autrefois que les vapeurs n'étaient pas susceptibles de subsister par elles-mêmes et qu'elles ne pouvaient se former que sous l'influence de l'action dissolvante de l'air. Il est bien notoire maintenant que cette opinion est de toute fausseté, puisque le développement des vapeurs, qui n'a lieu que lentement dans l'air, a au contraire lieu instantanément dans le vide. Ainsi, que l'on fasse, au moyen de la machine pneumatique, un vide aussi complet que possible dans un ballon parfaitement sec, et que l'on y introduise ensuite, à l'aide d'un double robinet, une suffisante quantité d'eau en prenant toutes les précautions nécessaires pour empêcher la rentrée de l'air, et l'on verra la colonne de mercure de l'éprouvette s'élever tout-à-coup de plusieurs millimètres; ce phénomène ne pourrait avoir lieu s'il ne s'était pas développé par l'évaporation du liquide un fluide élastique capable de faire équilibre à cette colonne. — Le vide barométrique est encore plus propre à ce genre d'expérience, parce qu'il est toujours plus complet que celui que l'on peut obtenir avec la machine pneumatique, et que la colonne mercurielle peut faire connaître par son abaissement la mesure de la force expansive de la vapeur qui se développe à son sommet. — Le procédé que l'on emploie pour cela est extrêmement simple : il consiste à prendre un tube barométrique sur la longueur duquel on a marqué des divisions en centimètres et millimètres, à l'emplir presqu'entièrement de mercure bouilli, et à finir de l'emplir avec une petite couche d'eau ou du liquide quel qu'il soit dont on veut étudier la vapeur; puis à placer le doigt sur l'orifice, en faisant en sorte qu'il ne s'y interpose pas d'air, et à le retourner pour plonger l'extrémité ouverte dans une cuvette contenant du mercure. Le liquide, en raison de sa légèreté spécifique monte de suite dans le vide qui se forme à la partie supérieure du baromètre, et à l'instant même on voit le sommet de la colonne s'abaisser d'une quantité d'autant plus grande que le liquide est plus volatil. Ce n'est pas le poids du liquide introduit qui peut donner lieu à cette dépression. Il faut donc que ce liquide ait donné naissance à de la vapeur ayant dans ce cas la même action qu'une petite quantité d'air que l'on introduirait dans le baromètre. Si l'on compare après l'expérience la hauteur de la colonne de mercure élevée dans le tube qui contient de la vapeur, à celle qui indique la pression atmosphérique dans un vrai baromètre, la différence fait connaître la *force expansive* de la vapeur, ou ce que l'on nomme sa *force élastique* ou sa *tension.*

§. III. *Du mélange des vapeurs avec les gaz.*

Quand on mêle par l'agitation plusieurs liquides de densités inégales et n'ayant aucune action chimique l'un sur l'autre, ces liquides tendent toujours à se séparer et à former des couches superposées dans l'ordre de leur densité ; c'est ce qui a lieu par exemple pour l'eau et l'huile.

Dans les fluides élastiques, rien de semblable n'a lieu ; ces corps se mélangent ensemble sans obéir comme les liquides aux lois de la pesanteur spécifique. Ce fait a été prouvé par une expérience très-simple, due à Berthollet. Ce physicien fit descendre dans les caves de l'observatoire de Paris deux ballons d'égale capacité, et pleins, l'un de gaz hydrogène et l'autre d'acide carbonique. Ces deux ballons furent superposés, l'hydrogène en haut, et réunis au moyen d'un tube muni d'un robinet fermé ; on les abandonna ensuite à eux-mêmes dans

un repos absolu et à l'abri de toute agitation. Au bout d'un temps assez long le robinet intermédiaire fut ouvert avec précaution, de manière à permettre la communication des deux récipients entre eux, et après quelques instants le mélange des deux gaz fut complet; la moitié de l'hydrogène, malgré son excessive légèreté, descendit dans le ballon inférieur, et fut remplacé par la moitié de l'acide carbonique. — Les vapeurs sont soumises à la même loi, c'est-à-dire qu'elles peuvent se mélanger avec tous les gaz qui sont sans action chimique sur elles, et que leur élasticité s'ajoute à celle de ces gaz.

On peut donc poser pour principe général du mélange des fluides élastiques l'axiôme suivant : *Lorsqu'on accumule dans un même espace divers corps gazeux ou vapeurs qui sont sans action chimique les uns sur les autres, chaque fluide élastique se répand uniformément dans tout l'espace qui lui est offert, et l'élasticité totale du mélange est égale à la somme des élasticités partielles de chacun des fluides pris isolément.*

Section iv.

De la communication du calorique.

§ 1er *Communication ou contact.*

Tout le monde sait que lorsqu'on plonge dans un foyer l'extrémité d'une barre métallique, la chaleur se propage petit à petit dans toute la longueur de cette barre, de manière à se faire bientôt sentir à une grande distance : ce que je viens de dire pour une barre métallique est applicable aux autres substances; toutes possèdent plus ou moins parfaitement cette propriété désignée sous le nom de *conductibilité* ou *conducibilité*, par laquelle elles peuvent absorber le calorique et en pénétrer toute leur masse. Ce mode de transmission du calorique est tout-à-fait différent dans les solides, dans les liquides et dans les gaz; c'est pourquoi nous devons l'étudier séparément dans chacune de ces trois classes de corps.

Conducibilité des solides. Si nous voulons nous faire une idée théorique de la manière dont le calorique se transmet dans les solides, nous pouvons reprendre l'exemple de la barre métallique citée précédemment et partager par la pensée cette barre en plusieurs sections transversales qu'il nous est même possible de réduire à la simple molécule. Supposons donc trois molécules A, B, C, placées ainsi les unes à côté des autres, et voyons ce qui devra arriver : la molécule A placée immédiatement dans le foyer devra y prendre une certaine quantité de calorique; aussitôt qu'elle la possédera, la molécule intermédiaire B lui en enlèvera la moitié, et transmettra la moitié de cette moitié à la troisième molécule C; le même effet aura lieu graduellement jusqu'à l'extrémité de la barre. Comme les pertes que font ainsi les molécules qui sont près du foyer sont constamment réparées par le foyer lui-même, toute la longueur de la barre devrait, au bout d'un temps plus ou moins long, avoir la même température. C'est en effet ce qui aurait lieu sans une circonstance dont nous n'avons pas encore tenu compte; cette circonstance est le *rayonnement* qui commence aussitôt que la barre est échauffée et la perte du calorique qui en est la suite indispensable. Les parties qui sont éloignées du bain de chaleur ne peuvent donc jamais acquérir la température de ce bain, et la chaleur va en diminuant progressivement de l'extrémité échauffée à celle qui ne l'est pas.

Les corps solides ne conduisent pas tous le calorique avec une égale facilité; il y a même entre eux sous ce rapport de très-grandes différences; c'est ce qui a porté les physiciens à les distinguer en *bons conducteurs* et en *mauvais conducteurs*. Cette distinction ne suffisant pas, puisqu'il y a encore des degrés à établir parmi les solides rangés dans ces deux séries, on a cherché à exprimer la conductibilité par des nombres, en représentant par 1,000 cette propriété dans le corps qui en jouit au plus haut degré, et en descendant graduellement l'échelle numérique pour les autres solides; mais malgré toutes les précautions qui ont été prises, on n'a encore pu obtenir que des approximations.

Les expériences qui ont été faites suffisent cependant pour prouver que les métaux sont tous *très-bons conducteurs* du calorique, et que parmi eux l'or tient le premier rang et que l'argent, le platine, le cuivre etc., viennent ensuite dans l'ordre de leur faculté conductrice. — Après les métaux viennent les pierres qui commencent déjà à mal conduire le calorique; mais de tous les solides, le

verre et le charbon sont les plus mauvais conducteurs.

Remarquons que les substances réduites en parcelles très-petites et en filaments très-fins qui ne se touchent que par un petit nombre de points, sont de très-mauvais conducteurs du calorique : c'est pourquoi la laine, la soie, le coton et les étoffes qui en sont formées sont très-propres à tenir le calorique enfermé et sont si employés dans la fabrication des vêtements d'hiver. La plume, l'édredon, la poudre de charbon, de brique, de verre, etc., produisent un effet analogue.

Conducibilité des liquides. Les différentes expériences auxquelles on s'est livré pour étudier la propriété conductrice des liquides ont démontré qu'elle était tellement faible que l'on a été jusqu'à la regarder comme entièrement nulle. Cependant si l'on ne considérait que la rapidité avec laquelle les liquides s'échauffent, on serait tenté de leur attribuer un pouvoir conducteur parfait: mais l'examen le plus superficiel suffit souvent pour démontrer que cette rapidité avec laquelle le calorique les pénètre, ne tient pas à leur conducibilité, mais bien à l'extrême mobilité de leurs molécules, et aux mouvements continuels que les changements de densité des parties échauffées occasionnent dans leur masse. En effet, que des molécules deviennent plus denses ou plus légères que celles qui les environnent, et elles tomberont ou s'élèveront; dans ces mouvements elles rencontreront d'autres molécules qu'elles pourront entraîner, et auxquelles elles communiqueront une partie de leur calorique. Que l'on vienne par exemple à échauffer un liquide par sa partie inférieure, le calorique, en pénétrant les molécules du fond, les dilatera et les rendra ainsi spécifiquement plus légères; elles devront donc obéir à la loi de la pesanteur et quitter le fond pour monter à la surface; mais au même instant elles seront remplacées par d'autres molécules qui, plus denses que les premières, viendront à leur tour s'échauffer, se dilater et faire leur mouvement d'ascension. Toutes les molécules devront donc y passer à leur tour, et au bout d'un temps très-court la masse entière sera échauffée.

Cependant si l'on vient à faire l'expérience inverse, c'est-à-dire à échauffer un liquide par sa partie supérieure, les molécules échauffées ayant la place qui convient à leur densité, nul mouvement n'a lieu. C'est à la suite d'une expérience de cette nature, que Rumfort a attribué aux liquides une non-conducibilité absolue. Voici cette expérience : on fait congeler de l'eau au fond d'un vase et on s'arrange de manière à ce que cette glace soit pourvue d'une petite éminence dans son milieu ; puis on verse dessus un liquide, dans lequel on plonge un cylindre métallique plus ou moins échauffé, en l'approchant très-près du cône de glace. La chaleur de ce cylindre ne peut arriver à la glace que par le liquide; or si ce liquide n'est pas susceptible de conduire le calorique, la glace ne fondra pas; et c'est justement ce que Rumfort a observé.

Cependant d'autres expériences ont démontré dans les liquides une conducibilité certaine, mais très-faible.

Conducibilité des gaz. La mobilité des molécules gazeuses étant encore plus grande que celle des liquides, leur conducibilité est encore plus difficile à observer. Cependant une foule de circonstances nous prouvent jusqu'à l'évidence que les gaz peuvent s'échauffer, et que, devenant alors spécifiquement plus légers, ils tentent à monter vers les régions supérieures; c'était même sur ce principe qu'était basée autrefois la construction des aérostats: on est donc obligé de leur attribuer une propriété conductrice, mais les expériences s'accordent à démontrer qu'elle y est extrêmement faible.

§ II. *Communication du calorique à distance.*

Lorsque la terre est échauffée par le soleil, nous ne pouvons dire que c'est la matière pondérable de cet astre qui vient ainsi, sous forme invisible, communiquer du calorique aux corps qui se trouvent en regard avec lui; il en est de même de l'impression que nous recevons, quand nous sommes à une petite distance d'un foyer de combustion; nous voyons bien que ce n'est pas la substance en ignition qui arrive jusqu'à nous, pour nous faire éprouver la sensation de la chaleur. Il faut donc que les corps chauds aient la propriété *d'émettre* du calorique autour d'eux; mais cette émission a-t-elle lieu dans tous les sens? Il nous est facile de nous en assurer : suspendons un boulet rouge de feu au milieu d'un appartement, et plaçons autour

de lui des thermomètres, en ayant soin de les mettre tous à la même distance, et nous les verrons tous monter d'une égale quantité. — Cette expérience et tous les faits vulgaires qui sont à notre connaissance, nous démontrent donc que le calorique s'échappe de la surface des corps chauds, qu'il traverse rapidement l'espace sous forme de *rayons*, et qu'il a ainsi la plus grande analogie avec la lumière qui s'échappe de la même manière des corps lumineux. C'est en raison de cette analogie que l'on dit *des rayons de chaleur*, *du calorique rayonnant*, etc. — On pourrait croire que la transmission du calorique à distance est produite par la conducibilité des couches d'air qui séparent le corps échauffant du corps échauffé; mais si cela était, l'air qui est traversé par les rayons calorifiques qui émanent du soleil, devrait être aussi chaud que les corps solides sur lesquels ces rayons viennent frapper. Or, tout le monde sait bien qu'il n'en est pas ainsi, et que jamais l'air n'acquiert une température égale à celle des corps solides exposés au soleil; d'ailleurs, avec cette hypothèse, il serait impossible de se rendre compte de la manière dont la chaleur nous arrive de cet astre, puisque entre lui et notre atmosphère, il n'y a pas d'air, et par conséquent point de corps matériel qui puisse s'échauffer.

Tous les corps, quelle que soit leur température, rayonnent du calorique; les corps les plus froids jouissent eux-mêmes de cette propriété fondamentale; mais à température égale, en jouissent-ils tous au même degré? ou bien, existe-t-il des circonstances susceptibles de faire varier le pouvoir rayonnant d'un même corps? C'est ce qu'il est utile de rcehercher.

Lois du rayonnement. C'est dans l'étude du calorique rayonnant que le *thermomètre différentiel* nous devient éminemment utile. — L'appareil dont on se sert se compose d'un miroir parabolique, en laiton, parfaitement poli, et dont la courbure particulière jouit de la propriété de rassembler, en un seul point que l'on nomme *foyer*, tous les rayons parallèles qui viennent tomber sur sa surface. Au devant de ce miroir et à la distance de trois ou quatre pieds, on place un cube creux, en métal, que l'on peut emplir d'eau plus ou moins chaude, et dont les quatres faces latérales peuvent être formées de substances différentes. On ajuste le centre de ce vase cubique de telle façon qu'il se trouve sur l'axe du réflecteur; puis, avec une chandelle, on détermine le foyer de ce réflecteur, et on y place la *boule focale* du thermomètre différentiel. L'eau chaude que l'on verse dans le cube métallique communique la même température à toutes les faces, bien que les substances qui les composent soient différentes; si le pouvoir rayonnant de ces substances est égal, le thermomètre différentiel devra rester au même degré, quelle que soit la face que l'on tourne du côté du réflecteur. Or, on est loin d'obtenir un résultat uniforme pour chacune d'elles, et l'on observe qu'à température égale, il est des substances qui, par leur rayonnement, produisent, dans la boule focale (1), une élévation de température beaucoup plus grande que certaines autres. En renouvelant cette expérience, après avoir recouvert les faces de divers enduits, par exemple, de papier, de noir de fumée, de verre, de couleurs variées, de parchemin, etc., on arrive à pouvoir poser les lois suivantes : — 1° La quantité de calorique rayonnant qui s'échappe d'un corps est en rapport direct avec l'étendue de sa surface et avec sa température; c'est-à-dire, qu'un corps échauffé à + 100° rayonnera deux fois plus de calorique qu'un autre corps dont la surface et le pouvoir rayonnant seraient égaux, mais qui ne serait échauffé qu'à + 50°. — 2° A température et à surfaces égales, le pouvoir rayonnant dépend de la nature de la surface rayonnante. Les surfaces les plus noires et les plus dépolies rayonnent le plus possible de calorique; le noir de fumée doit être placé en 1re ligne; les faces métalliques et polies rayonnent le moins possible; de sorte qu'en représentant par 100 le pouvoir rayonnant du noir de fumée, celui des autres substances sera représenté par des nombres plus petits.

Du principe que je viens d'énoncer, il résulte nécessairement que tous les moyens qui pourront diminuer le poli d'une surface, devront en même temps augmenter son pouvoir rayonnant. On remarque en effet que lorsqu'on vient à ternir une surface métallique, en la striant dans un sens, la quantité de calorique qui en émane augmente tout-à-

(1) On la nomme *boule focale* parce qu'elle se trouve placée au *foyer*.

coup et produit une plus grande élévation de température dans la boule focale du thermomètre différentiel ; de nouvelles stries, disposées de manière à croiser les premières, ajoutent encore à cet effet.

Le pouvoir rayonnant d'une surface métallique est encore augmenté, si l'on vient à humecter cette surface d'un liquide quelconque, par exemple, d'eau, d'huile, etc. Une couche d'enduit de colle d'amidon ou de vernis produit le même effet; chose remarquable, le pouvoir rayonnant s'accroît encore par l'addition de plusieurs couches du même enduit, et celà jusqu'à ce que la couche totale ait acquis une certaine épaisseur, au-delà de laquelle il diminue. Ce fait semble bien prouver que les rayons calorique ne partent pas seulement de la surface mathématique du corps échauffé, mais bien encore d'une certaine profondeur au-dessous de cette surface.

Lorsqu'un corps chaud a lancé des rayons de calorique dans l'espace, ces rayons s'y meuvent en ligne droite avec une rapidité trop grande pour que l'on ait pu la constater; sous ce rapport, ils ont, avec les rayons de lumière, une analogie qui augmente encore par la facilité avec laquelle ils peuvent passer à travers certains milieux sans s'arrêter. Nous avons déjà vu que l'air se laisse traverser par les rayons solaires, sans s'échauffer d'une manière aussi sensible que les corps solides sur lesquels ces rayons viennent tomber; il en est de même de l'eau, du verre et de la plupart des corps diaphanes. Si l'on modifie l'expérience précédente, en plaçant un écran en verre entre le cube métallique et le miroir réflecteur, le thermomètre différentiel indique, à peu de chose près, la même température, et le verre ne s'échauffe lui-même que fort peu. Cependant, il est notoire que ces milieux diaphanes absorbent toujours une certaine quantité du calorique qui les traverse, et il résulte même des importantes expériences de Delaroche, que cette absorption est d'autant plus grande que le corps rayonnant est lui-même moins chaud.

Lorsque les rayons de calorique viennent à tomber sur un corps quelconque, ils se comportent différemment, suivant la nature de ce corps. Tantôt ils sont absorbés en tout ou en partie, tantôt, au contraire, ils sont réfléchis, et ces deux nouveaux ordres de phénomènes se combinent de telle manière que le calorique qui n'est pas absorbé est réfléchi et se meut de nouveau librement dans l'espace, jusqu'à ce qu'il trouve d'autres corps susceptibles de l'arrêter.

Lois de l'absorption du calorique rayonnant. Tous les corps, quels qu'ils soient, jouissent de la faculté de s'approprier une partie, plus ou moins grande, de la chaleur rayonnante qui vient frapper sur eux; ainsi tous s'échauffent sous l'influence des rayons solaires ; mais ils est facile de remarquer qu'ils s'échauffent inégalement, ce qui est déjà une preuve que leurs pouvoirs absorbants ne sont pas égaux. — Lorsqu'on veut étudier le rapport des pouvoirs absorbants des différents corps, on se sert encore du thermomètre différentiel. Quand on expose une des boules de cet instrument à la chaleur rayonnante qui émane d'un corps chaud, et que l'on abrite l'autre boule au moyen d'un écran, on remarque dans la boule échauffée une élévation de température qui est indiquée par la marche de l'index du côté de la boule abritée. Mais si, au lieu de garantir une des boules par un écran, on les expose toutes deux à un même foyer de calorique, l'index restera immobile, parce que le pouvoir absorbant étant égal dans chacune d'elles, il n'y a pas de raison pour que l'une s'échauffe plus que l'autre. Il n'en est pas de même, si l'une des boules restant nue, l'autre est successivement recouverte de différentes substances, par exemple, de noir de fumée, de papier, de lames très-minces d'or, d'argent et d'étain ; on observe alors des différences de température plus ou moins grandes, qui dépendent de la nature des enveloppes de la boule du thermomètre. On reconnaît de cette manière que les surfaces noircies, obscures, dépolies ont un pouvoir absorbant très-grand, tandis que les surfaces métalliques et polies en ont un très-faible ; et par conséquent que les corps qui rayonnent le plus de calorique sont aussi ceux qui en absorbent davantage.

Lois de la réflexion du calorique rayonnant. Le calorique, qui n'est pas absorbé en tombant sur un corps, est nécessairement refléchi par la surface de ce corps. L'expérience suivante démontre d'une manière frappante ce pouvoir réfléchissant que possèdent certains solides. Deux miroirs paraboliques, en cuivre jaune et parfaitement polis, sont placés vis-à-vis l'un de l'autre à une distance de douze à quinze pieds environ. Au foyer

du premier, on dispose une grille en fil-de-fer, que l'on emplit de charbons allumés; à celui du second, on maintient, au moyen d'une pince, de l'amadou que l'on a rendu plus combustible, en l'imprégnant d'avance d'une dissolution saturée d'azotate de plomb, et le faisant bien sécher. On anime la combustion du charbon par un courant d'air, et si les miroirs sont bien ajustés, l'amadou ne tarde pas à s'échauffer au point de prendre feu et de brûler avec une vive scintillation, bien qu'il soit placé à plusieurs pieds de distance du foyer de combustion. Voici comment on explique ce fait : les charbons incandescents, placés au foyer du premier miroir, rayonnent du calorique dans tous les sens ; ceux de ces rayons qui s'échappent par le côté qui se trouve en regard du miroir, viennent tomber sur celui-ci, qui les refléchit comme il le ferait pour des rayons de lumière, c'est-à-dire, en donnant lieu à des *angles de réflexion égaux aux angles d'incidence* ; il les renvoie ainsi sur le second miroir qui les réfléchit de nouveau, et les rassemble tous en un même point que l'on nomme *le foyer*, où la chaleur, en se concentrant, devient assez élevée pour enflammer l'amadou. Pour que cette curieuse expérience puisse réussir, il faut, ainsi que je l'ai déjà observé, que les réflecteurs soient parfaitement ajustés, et que l'amadou soit bien exactement au foyer.

Si les miroirs, au lieu d'avoir un vif éclat métallique, étaient obscurcis par l'oxydation, ou ternis par la fumée d'une lampe, ou mal polis, ils ne pourraient donner lieu aux effets que je viens de décrire. Ainsi le pouvoir réfléchissant varie aussi avec la nature des surfaces réfléchissantes : plus ces surfaces sont brillantes et polies, plus ce pouvoir est considérable. *Le pouvoir réfléchissant est donc en raison inverse des pouvoirs rayonnant et absorbant*, c'est-à-dire que les corps qui absorbent et rayonnent le plus de calorique sont ceux qui en réfléchissent le moins, et réciproquement.

Section V.

Du calorique spécifique.

Dans les considérations générales sur la chaleur, j'ai déjà fait entrevoir que tous les corps n'exigeaient pas la même quantité de calorique pour éprouver un changement donné, et qu'à masses et à températures égales ils pouvaient contenir des quantités bien différentes de chaleur. On dit qu'un corps a plus de *capacité pour la chaleur* qu'un autre, lorsqu'il exige une plus grande quantité de calorique pour varier d'un certain nombre de degrés de l'échelle thermométrique, et, suivant la remarque de M. Pelletan, on compare en cela les corps à des vases de capacités très-différentes qui communiquent entre eux, et dans lesquels un liquide se met partout au même niveau, bien que les petits vases en contiennent très-peu comparativement aux grands. Cette quantité de calorique, qui est très-différente pour les différents corps, reçoit elle-même le nom de *calorique spécifique* de ces corps.

Un seul exemple suffira pour prouver que tous les corps n'ont pas la même capacité calorique. Prenons un kilogramme d'eau à zéro, et plongeons-y un kilogramme de zinc à + 12° : le zinc se refroidit, l'eau se réchauffe ; au bout de quelques secondes la température est uniforme, et un thermomètre indique alors que le mélange ne marque qu'un degré. Donc le zinc s'est refroidi de onze degrés et le calorique qu'il a abandonné n'a pu élever la température de l'eau que d'un degré ; donc, à poids égal, il faut à l'eau onze fois autant de calorique qu'au zinc pour éprouver un changement donné, un changement de 1°, par exemple ; donc enfin la capacité calorique de l'eau est onze fois celle du zinc.

On dit que la capacité d'un corps pour la chaleur est *constante* quand, pour un poids donné, il lui faut toujours la même quantité de chaleur pour élever sa température d'un degré en un point quelconque de l'échelle thermométrique, par exemple de 0° à + 1°, de + 20° à + 21°, de + 100 à + 101°, etc. Ainsi le zinc n'a pas une capacité constante, mais bien une capacité *croissante* ; car un poids de ce métal, qui exige une certaine quantité de calorique pour passer de 0° à + 1°, en exige plus pour passer de + 100° à + 101° ; plus encore de + 200° à + 201°, etc.

Puisque la capacité calorique n'est pas égale pour tous les corps, il est nécessaire d'établir une échelle exprimant numériquement les rapports entre ces capacités considérées dans les différents corps. Mais il a fallu pour cela prendre une unité de comparaison : c'est l'eau qui a été choisie. On est convenu de désigner par 1,000 sa capacité calorique et

d'exprimer celles des autres substances par des nombres qui se trouvent en rapport avec ces capacités comparées à celle de l'eau.

Il y a quatre méthodes au moyen desquelles il est possible de parvenir à la connaissance de la chaleur spécifique des différentes substances. Je les exposerai successivement.

1° *Méthode de Lavoisier et Laplace.* Cette méthode repose sur la propriété dont jouit la glace, à la température de zéro, d'absorber, pour se fondre complètement, tout le calorique qui serait nécessaire pour élever à + 75° un poids égal d'eau liquide également à zéro. De sorte que, si l'on mêle successivement avec un excès de glace plusieurs corps échauffés à + 75°, ils devront, si leur capacité est égale à celle de l'eau, fondre autant de glace que pourrait le faire un poids égal de ce liquide à la même température. S'ils en fondent moins, c'est une preuve que leur capacité calorique est moins grande, et alors, cette capacité sera justement dans le rapport des quantités de glace qui ont été fondues. Un exemple fera mieux comprendre ce principe : nous disons qu'un kilogramme d'eau à + 75° fait fondre un poids égal de glace et descend elle-même à la température de zéro ; eh bien, un kilogramme de zinc à + 75° ne pourra en faire fondre que 92 grammes, c'est-à-dire à peu près la 11e partie de la quantité fondue par le calorique qui s'est dégagé de l'eau à la même température. Donc la capacité calorique du zinc est 92 quand celle de l'eau est 1,000.

MM. Lavoisier et Laplace ont employé, pour mettre leur méthode à exécution, un instrument fort ingénieux qui est maintenant connu sous le nom de *calorimètre de glace de Lavoisier et Laplace*. Il se compose de trois vases de différentes dimensions, A, B, C, munis de leurs couvercles, et disposés de telle façon que le vase C, qui est le plus grand et le plus extérieur, enveloppe entièrement le vase moyen B, et que celui-ci enveloppe à son tour le petit vase A ; c'est dans ce dernier que l'on place le corps dont on veut connaître la capacité calorique. Pour cela, on emplit tout le vase B de glace qui peut entrer en fusion par la chaleur qui se dégage de ce corps échauffé et s'écouler par un robinet. Mais, comme le calorique extérieur pourrait aussi contribuer à fondre un peu de glace dont l'eau viendrait ainsi s'ajouter à la première et apporter des erreurs aux résultats, on y remédie en emplissant également de glace le vase extérieur C, et en arrêtant ainsi la chaleur du dehors, qui ne pourrait aller agir sur la glace de B, qu'après avoir fondu toute celle de C.

Il est maintenant facile de concevoir la manière de se servir de cet instrument. Il ne s'agit que de placer dans le vase intérieur un corps d'un poids donné, d'une température connue, et de l'abandonner à lui-même jusqu'à ce que ce corps soit descendu à zéro. L'eau qu'il fait fondre, en abandonnant ainsi son calorique, est recueillie dans un flacon ; on la pèse et l'on compare ensuite son poids à celui qu'eût fait fondre une quantité d'eau, dont la température et le poids eussent été égaux à la température et au poids du corps soumis à l'expérience.

2° *Méthode des mélanges.* Cette méthode consiste à mêler des poids connus de différentes substances à des températures inégales, de manière à obtenir une température commune résultant du refroidissement du corps le plus chaud, et de l'échauffement du corps le plus froid. Dans cette méthode, c'est donc la chaleur qui sort du premier qui est employée à élever la température du second. Ainsi nous avons déjà vu que la chaleur nécessaire pour élever un kilogramme de zinc de 0° à + 11° ne pouvait élever un poids égal d'eau que d'un seul degré, et nous en avons conclu que la capacité de l'eau était onze fois celle du zinc.

Si l'on mélange de la même manière un kilogramme d'eau à 100° et un kilogramme de mercure à zéro, la température commune devrait être 50°, si les capacités de ces deux liquides étaient égales ; il y aurait en effet d'une part 50 degrés d'abaissement, et de l'autre 50 degrés d'élévation. Mais en réalité la température commune du mélange est à 97° ; donc le kilog. d'eau ne s'est refroidi que de 3 degrés, et le calorique que ce liquide a abandonné a suffi pour élever à + 97° un poids égal de mercure ; donc la capacité du mercure est à celle de l'eau :: 3 : 97, ou environ les 0,03.

3° *Méthode du refroidissement.* Cette méthode, qui, entre les mains de MM. Dulong et Petit, a donné des résultats d'une exactitude et d'une précision qu'aucun physicien n'avait encore pu obtenir, est fondée sur l'observation du temps que des masses égales de différents corps mettent à se refroidir lorsqu'on les abandonne à elles-mêmes, après les

avoir successivement portées à la même température. Il est évident que ce refroidissement dépend du rayonnement : or, comme le rayonnement est influencé par la nature des surfaces, et qu'il serait difficile de donner à des corps différents des surfaces douées d'un égal pouvoir rayonnant, MM. Dulong et Petit ont obvié à cet inconvénient en renfermant les substances dont ils ont étudié la capacité calorique dans de petits vases d'argent à parois très-minces, afin d'empêcher la conducibilité d'avoir de l'influence dans les résultats, et dont la surface, toujours égale et toujours polie, devait constamment rayonner la même quantité de calorique, quels que fussent les corps que l'on renfermait, pourvu que ces corps aient été portés à une température égale lorsqu'on les mettait dans ce vase.

Ceci posé, supposons que l'on place successivement dans ce petit vase d'argent des poids égaux de substances liquides ou pulvérulentes élevées à la même température et qu'on les abandonne à elles-mêmes : elles perdront toutes une quantité égale de calorique dans les premiers instants, et si, pour l'une d'elles, la vitesse du refroidissement est double ou triple, etc., de ce qu'elle est pour l'autre, on en conclura que sa capacité calorique est la moitié ou le tiers, etc., de celle-ci.

MM. Dulong et Petit ont fait leurs expériences dans un air très-raréfié, afin de rendre le refroidissement moins rapide, et ils ne donnaient à la substance qu'un excès de température de + 10°.

MM. Dulong et Petit ont encore fait une découverte très-importante : c'est que le chiffre qui représente la capacité calorique d'un corps simple multiplié par le poids de son atome donne un nombre constant et très-peu différent de 0,375.

Cette intéressante remarque semble prouver que les atomes des substances simples ont tous la même capacité pour la chaleur, et que les différences que l'on remarque sous ce rapport entre les corps ne dépendent que du plus ou moins grand nombre d'atomes qui se trouvent accumulés dans un poids donné de ces mêmes corps. Nous avons vu, à la page 18 de ce volume, que l'on avait mis cette circonstance à profit pour arriver à la connaissance du poids des atomes de quelques corps simples.

4° *Méthode de Rumford.* Cette méthode est employée pour étudier les capacités calorique des substances gazeuses. L'instrument dont on se sert pour cela reçoit le nom de *calorimètre à eau de Rumford*, et consiste en une caisse métallique de 22 centimètres de longueur sur 12 centimètres de largeur et 12 de hauteur. Dans le fond de cette caisse circule un serpentin rectangulaire pourvu de deux ouvertures : une inférieure en forme d'entonnoir et destinée à l'entrée des gaz ; l'autre extérieure servant à leur donner issue. On emplit la caisse d'eau dont un thermomètre indique à chaque instant la température. On fait pénétrer les gaz dans le serpentin après leur avoir communiqué une température déterminée et toujours plus élevée que celle de l'eau du calorimètre. Ils se dépouillent dans ce serpentin de leur excès de chaleur qui sert à échauffer l'eau dont on connaît le poids, et sortent enfin de l'instrument à la température du liquide qu'il contient. Le thermomètre indique alors de combien l'eau s'est échauffée par l'abandon du calorique d'une quantité donnée de gaz. Mais comme l'air extérieur pourrait communiquer du calorique à l'eau de l'instrument, ou lui en enlever, suivant que cette eau se trouverait au-dessous ou au-dessus de la température ambiante, on s'arrange de manière à ce que le liquide ait au commencement de l'expérience une température de 5° au-dessous de celle du dehors, et on termine lorsqu'elle a acquis 5° au-dessus. De cette façon, les acquisitions et les pertes se compensent exactement.

SECTION VI.

Sources du calorique.

A chaque instant notre globe se refroidit par le rayonnement, et, malgré les pertes continuelles du calorique, il se maintient constamment à une température moyenne qui n'éprouve, d'une année à l'autre, que de très-légères variations comparativement aux années précédentes. Il faut donc qu'il reçoive d'une *source* quelconque autant de calorique qu'il en perd ; c'est en effet ce qui a lieu au moyen du soleil, qui, placé en dehors de notre globe, nous envoie sans cesse de nouvelles quantités de chaleur. Rigoureusement parlant, le soleil mériterait seul le titre de *source du calorique*, à moins que l'on n'admette l'hypothèse d'un feu primitif qui maintient les par-

ties centrales de la terre dans une continuelle fusion ignée ; cependant on a, par analogie, étendu ce titre à tous les phénomènes dans lesquels il y a élévation de température, bien que dans ces phénomènes le calorique soit plutôt dégagé que produit. C'est ainsi que l'on considère encore comme source du calorique : 1° les combinaisons chimiques ; 2° la percussion ; 3° le frottement ; 4° les actions moléculaires ; 5° enfin l'électricité.

Laissons de côté les circonstances qui ont rapport à la chaleur solaire et à l'hypothèse du feu central, et bornons-nous ici à examiner les différents phénomèmènes dans lesquels il y a dégagement de calorique.

1° Dans la plupart des *combinaisons chimiques*, il y a dégagement de calorique. La combustion à l'air libre des corps susceptibles de se combiner avec l'oxygène, et en particulier des matières organisées végétales, en fournit une si grande quantité que c'est de cette source que nous tirons presque tout celui dont nous avons besoin pour nos usages journaliers. On admet alors que c'est le calorique latent des corps composants qui devient libre en partie lorsque ces corps se combinent ; mais ce principe n'est pas susceptible d'une application rigoureuse à toutes les combinaisons où il y a élévation de température. En effet, pour que la production du calorique soit due au dégagement de la chaleur latente, il faut que le corps composé ait une capacité calorique moindre que la somme des capacités des composants ; or, il arrive quelquefois qu'elle est égale et même plus grande ; il faut donc rechercher ailleurs la cause de la production de chaleur. On trouve cette cause dans les phénomènes électriques qui jouent toujours un grand rôle dans les combinaisons.

On observe en général que la chaleur dégagée est d'autant plus élevée que le produit de la combinaison éprouve une condensation plus grande. C'est ainsi que le phosphore, qui, en se combinant avec l'oxygène, produit de l'acide phosphorique solide, dégage plus de chaleur que le soufre et le carbone, qui, par leur combinaison avec le même gaz, donnent naissance à de l'acide sulfureux et à de l'acide carbonique, tous deux gazeux. La température s'élève encore davantage quand deux gaz se combinent en brûlant et donnent naissance à un composé liquide. Ainsi l'hydrogène, qui fournit de l'eau en brûlant dans l'oxygène, produit trois fois plus de chaleur que n'en dégage une quantité égale en poids de phosphore. Cependant on ne peut déduire de ces faits un principe fondamental de la production de chaleur, car il y a d'assez nombreuses exceptions qui viendraient combattre cette théorie. C'est ainsi que la poudre à canon, qui, au lieu de se condenser lorsque ses éléments entrent en combinaison intime, donne au contraire lieu à un grand nombre de produits gazeux, n'en dégage pas moins une grande quantité de calorique.

Dans quelques combinaisons chimiques il y a production de froid. Cette circonstance, beaucoup plus rare que celles où il y a élévation de la température, se fait remarquer lorsqu'on met en présence deux corps ayant l'un pour l'autre une grande affinité, et que la chaleur latente qui se dégage ne suffit pas pour que la combinaison ait lieu. C'est le cas des mélanges réfrigérants dont j'ai déjà donné la théorie (page 519).

2° *La percussion* est un puissant moyen d'élever la température des corps solides. On sait en effet que les métaux s'échauffent beaucoup lorsqu'on les frappe sur l'enclume, que le même phénomène a lieu pour les pièces de monnaie que l'on comprime sous le choc du balancier. Il a été constaté que ce dégagement de calorique était accompagné d'une réduction de volume permanente et d'une diminution de la capacité pour la chaleur. Mais les métaux ne peuvent dégager indéfiniment du calorique par la percussion, car, lorsqu'ils ont été tellement écrouis que leurs molécules ne puissent plus être maintenues rapprochées d'une manière permanente, ils deviennent incapables de s'échauffer par le choc. Ils sont alors analogues aux liquides, qui ne dégagent aucune chaleur par la percussion. Peut-être peuvent-ils encore être comprimés ; mais, aussitôt que la compression cesse, ils reviennent à leur volume, et absorbent, dans ce mouvement d'expansion, autant de calorique qu'ils ont pu en dégager pendant leur compression.

3° *Le frottement* des corps solides les uns sur les autres peut dégager assez de calorique pour enflammer ces corps. Le feu que l'on obtient au moyen du briquet ordinaire ne provient que des parcelles d'acier enlevées de ce briquet par les aspérités tranchantes de la pierre à feu, parcelles qui sont tellement échauffées par le frottement qu'elles s'enflamment et tombent sous forme de globules

en partie fondus, en partie oxydés; les roues des voitures s'enflamment en frottant sur leurs essieux, lorsqu'on n'a pas soin de remédier aux effets de ce frottement par une suffisante quantité de graisse; le bois lui-même s'enflamme quand on le frotte sur du bois, et les sauvages n'ont pas d'autre moyen d'obtenir du feu.

Tous ces faits ont donné lieu à une question qui est loin encore d'être résolue : celle de savoir si le calorique dégagé par le frottement est dû à la compression qui l'accompagne toujours, ou bien s'il résulte du mouvement vibratoire imprimé aux molécules. Il est facile de concevoir combien doivent être difficiles les expériences propres à éclairer cette question; mais la quantité de chaleur dégagée dans les circonstances dont nous nous occupons est quelquefois tellement considérable, qu'il est bien permis de croire que les mouvements de vibration des molécules jouent un rôle dans cette production. Telle est du moins la conclusion qui a été déduite, par Rumford et Haldot, d'une expérience dans laquelle il leur a été possible de faire sortir d'une masse métallique des quantités indéfinies de calorique à l'aide du frottement. Rumford s'est servi, pour cette expérience, d'un canon en bronze placé verticalement, et dans lequel on faisait tourner rapidement un foret sous une grande pression. Le canon était rempli de 26 livres d'eau qui, de la température de zéro où elles étaient au commencement de l'expérience, ont été portées, dans l'espace de deux heures, à la température de l'ébullition. En remplaçant cette eau par de l'autre également à zéro, il était encore possible de l'échauffer, et cela indéfiniment. Dans cette expérience, le jeu du foret formait, aux dépens de la masse métallique, de la limaille qui avait sensiblement la même capacité calorique que le métal lui-même.

4° *Les actions moléculaires* dégagent aussi du calorique, et viennent ainsi à l'appui de l'hypothèse que nous venons d'admettre, que les vibrations des molécules pouvaient produire de la chaleur. Ainsi tous les corps solides s'échauffent quand on les *mouille*. Ce fait résulte d'une série d'expériences entreprises par M. Pouillet en 1822. Les liquides étaient l'eau, l'huile, l'alcool et l'éther acétique. Souvent l'élévation de la température était très-faible et ne montait qu'à $\frac{1}{4}$ ou $\frac{1}{6}$ de degré; mais quelquefois elle était de + 10°. M. Pouillet a constaté que nulle action chimique n'avait lieu dans cette circonstance entre les liquides et les solides.

Nous devons aussi ranger, au nombre des *actions moléculaires* susceptibles de produire de la chaleur, le phénomène curieux dont je vais donner le détail : du platine en fil ou en éponge, du palladium, du rhodium, de l'iridium, etc., présentés à la température ordinaire à un courant d'hydrogène et d'air, s'échauffent tellement qu'en peu d'instants ils deviennent rouges-blancs, et que l'hydrogène s'enflamme. — Ce phénomène a été désigné par M. Pouillet sous le nom d'*ignition spontanée*. — Le charbon, le verre, la pierre ponce et la porcelaine agissent de la même manière que les métaux que j'ai nommés, mais à une température voisine de 250°.

5° Enfin, les *phénomènes électriques* jouent aussi un rôle dans la production de la chaleur. En effet, lorsqu'on fait passer un courant électrique à travers un conducteur insuffisant, par exemple à travers un fil métallique très-mince, ce conducteur peut s'échauffer au point de se fondre. On peut même, au moyen d'une forte décharge électrique, produire assez de chaleur pour faire volatiliser l'or. L'électricité galvanique produit les mêmes effets, quoique avec moins d'énergie.

CHAPITRE III.

De la lumière.

Lorsque le soleil se lève et vient éclairer notre hémisphère, la clarté succède à une obscurité plus ou moins profonde; nos yeux peuvent alors percevoir l'existence, non seulement de cet astre, mais encore des objets qui nous entourent, et qui étaient primitivement dans l'ombre. Ce mode de communication, qui s'exerce à distance, a reçu le nom de *lumière*, et les corps qui peuvent l'exciter sont appelés *corps lumineux*. Le soleil et les étoiles sont lumineux par eux-mêmes; toutes les substances matérielles peuvent devenir lumineuses, lorsque leur température est suffisamment élevée; mais elles perdent cette propriété en refroidissant. Les corps, qui ne sont pas lumineux par eux-mêmes, se distinguent : 1° En *corps opaques*, qui ne permettent point la transmission de la lumière à travers leur masse, comme le bois et

la pierre ; 2° en *corps translucides*, qui, de même que le papier mince, laissent passer une partie de la lumière, mais ne laissent distinguer ni la couleur, ni la distance, ni la forme des objets ; 3° en *corps diaphanes* ou *transparents*, qui transmettent la lumière et laissent apercevoir toutes les qualités des objets : les gaz, les liquides et la plupart des corps cristallisés sont dans ce cas ; on leur donne en optique le nom de *milieux*. Les corps opaques jouissent de la propriété d'absorber une partie des rayons lumineux qui tombent sur eux, et d'en renvoyer une autre partie dans l'espace. On donne le nom de *réflexion de la lumière* à ce dernier phénomène. Cette réflexion peut être parfaitement étudiée, en faisant tomber dans la chambre noire un faisceau de lumière sur un miroir métallique poli. Indépendamment du faisceau qui émane directement du corps lumineux, on aperçoit, dans une direction déterminée, un autre faisceau lumineux qui part du miroir, et qui trace sur les corps qu'il rencontre une image brillante du soleil. Outre ces rayons régulièrement réfléchis, on distingue dans les divers points de la chambre des rayons irrégulièrement réfléchis, dont l'éclat est d'autant plus grand que le miroir était moins poli. On donne le nom d'*angle d'incidence* à l'angle que le rayon lumineux, qui vient tomber sur le miroir, fait avec la normale au point d'incidence ; on nomme *angle de réflexion* celui que le rayon réfléchi fait avec la normale au point d'incidence. Ceci posé, on exprime les lois de la réflexion régulière, en disant que l'*angle de réflexion est égal à l'angle d'incidence et situé de l'autre côté de la normale*.

Les corps lumineux propagent la lumière dans tous les sens ; la flamme d'une bougie, par exemple, serait visible dans tous les points d'une sphère dont elle occuperait le centre. Cette propagation se fait avec une vitesse telle que la lumière nous vient du soleil en huit minutes treize secondes, ce qui fait près de 80.000 lieues par seconde ; elle a toujours lieu en ligne droite dans les milieux homogènes : ainsi, en disposant sur une longue règle trois disques percés à leur centre d'un très-petit trou, on peut apercevoir à une très-grande distance la flamme d'une bougie à travers ces petits trous, lorsqu'ils sont bien en ligne droite. — Dans un milieu hétérogène, au contraire, la lumière se meut toujours en lignes courbes ; la lumière qui nous arrive du soleil et des étoiles, traversant notre atmosphère, dont la densité est d'autant moins grande que les couches d'air qui la composent sont plus éloignées du globe, éprouve, dans son passage à travers ce milieu hétérogène, une *déviation* qui a pour résultat de nous faire voir ces astres loin des lieux où ils existent. La déviation devient beaucoup plus grande lorsque la lumière passe de l'air dans l'eau, ou de celle-ci dans l'air ; car ici l'hétérogénité des milieux est plus prononcée. Pour s'en assurer, il suffit d'avoir recours à une expérience vulgaire : en plongeant la moitié d'un bâton dans l'eau, sous une légère inclinaison, ce bâton paraît brisé à son point d'immersion, et la portion plongée semble se rapprocher d'une ligne perpendiculaire, qui serait abaissée du point d'immersion. —On donne le nom de *réfraction* à cette déviation de la lumière ; les milieux qui font changer de route aux rayons lumineux à l'instant où ils entrent pour les traverser, portent eux-mêmes le nom de *milieux réfringents*.

En général, toutes les fois qu'un rayon de lumière passe d'un milieu moins dense dans un milieu plus dense, il est réfracté en se rapprochant de la perpendiculaire abaissée du point où le rayon pénètre dans ce dernier : le contraire a lieu si le rayon passe d'un milieu dense dans un milieu rare. — C'est sur la réfraction de la lumière qu'est basée la théorie des lentilles, des microscopes, des prismes et d'une foule d'instruments d'optique, dont l'étude ne doit pas nous occuper ici.

Les milieux ne se bornent pas toujours à réfracter la lumière ; ils lui font souvent éprouver une véritable décomposition, qui prouve que la lumière blanche du soleil se compose de rayons diversement colorés. Que l'on fasse tomber un rayon lumineux sur l'angle réfringent d'un prisme, et l'on recevra sur un écran une image oblongue et colorée, que l'on désigne sous le nom de *spectre solaire*. Si ce spectre est convenablement développé et que la séparation des couleurs soit bien complète, on distingue sur sa longueur les sept nuances suivantes : *rouge*, *orangé*, *jaune*, *vert*, *bleu*, *indigo*, *violet*. Ces nuances sont toujours dans le même ordre relatif ; et, par rapport au prisme, c'est toujours le rouge qui éprouve la déviation la plus faible. — La forme allongée du

spectre solaire et la séparation des couleurs prouvent évidemment que les rayons diversement colorés sont diversement réfrangibles. En effet, tous ces rayons ayant la même incidence sur la première face du prisme, et le rayon vert ayant à la sortie de cet instrument un angle d'émergence beaucoup plus grand que le rayon rouge, il faut bien en conclure que le premier est plus réfrangible que le second ; par la même raison, les nuances intermédiaires ont des réfrangibilités intermédiaires.

Chaque couleur du spectre est une couleur simple, qui peut bien être détruite, mais qui ne peut, en aucune façon, être modifiée à nos yeux. Ainsi, lorsqu'on isole, au moyen d'un écran percé d'un petit trou, un rayon quelconque de spectre, le rouge par exemple, on peut le faire passer par tous les milieux possibles sans pouvoir y découvrir une autre nuance que le rouge primitif. — Lorsque la lumière a été décomposée par un prisme, on peut en opérer la recomposition, en recevant le spectre solaire sur un autre prisme de même substance et de même angle réfringent que le premier, mais tourné en sens inverse ; alors le faisceau lumineux, qui est décomposé et coloré entre les deux prismes, devient blanc à la sortie du second, et peut aller peindre sur un tableau une image ronde du soleil. — Puisque toutes les couleurs simples, réunies entre elles, donnent une lumière blanche, il est évident que, si l'on parvient à isoler l'une d'elles et à recomposer les autres, la blancheur de la lumière se trouvera altérée ; ainsi, en supprimant le rouge dans le spectre, et combinant toutes les autres couleurs, on obtient une teinte bleuâtre, qui redevient blanche si l'on y ajoute du rouge. Lorsque deux couleurs simples ou composées produisent du blanc quand on les mêle ensemble, elles sont dites *complémentaires* l'une de l'autre ; toutes les couleurs, quelles qu'elles soient, ont leur couleur complémentaire; car, lorsque la lumière n'est pas blanche, c'est une preuve qu'il lui manque un ou plusieurs rayons colorés, qu'il suffit de lui rendre pour lui donner la teinte blanche naturelle.

Propriétés chimiques de la lumière. La lumière peut produire plusieurs phénomènes chimiques, surtout sur les corps colorés; ainsi elle altère, quelquefois en très-peu de temps, plusieurs couleurs minérales et toutes les couleurs végétales et animales ; ces effets se produisent, soit sous l'influence de la lumière seule, soit sous celle de la lumière et de l'air. L'altération qu'éprouve la matière colorante dépend d'une véritable décomposition : tantôt les éléments de cette matière se séparent et se combinent dans un autre ordre ; tantôt l'un de ces éléments (l'oxygène) se dégage. Plusieurs matières incolores peuvent aussi être décomposées, lorsqu'on les abandonne au contact de la lumière ; ainsi l'acide azotique concentré tend à passer à l'état d'acide hypo-azotique ; l'or et l'argent sont séparés de leurs dissolutions salines et ramenés à l'état métallique ; le chlorure d'argent, qui est naturellement blanc, ne tarde pas à devenir violet. — Dans certains cas, la lumière produit un effet tout opposé, c'est-à-dire, qu'au lieu de provoquer la décomposition des corps, elle favorise la réaction des éléments qui sont en présence, et tend à les faire entrer en combinaison. C'est ainsi qu'un mélange de chlore et d'hydrogène abandonné dans une obscurité complète reste très-long-temps sans produire de l'acide chlorhydrique, tandis que l'union de ces deux gaz a lieu instantanément et avec détonation à la lumière solaire, et, en quelques heures, sans détonation à la lumière diffuse; la solution aqueuse de chlore se conserve long-temps pure dans l'obscurité, tandis qu'à la lumière le chlore décompose l'eau, et donne naissance à de l'acide chlorhydrique.

Tous les effets qui viennent d'être signalés peuvent être produits par une élévation plus ou moins forte de température ; cette similitude d'action jointe à l'analogie qui existe, sous le rapport de la propagation à distance, entre le calorique rayonnant et la lumière, a fait penser à plusieurs physiciens que ces deux fluides étaient identiques, et pouvaient se transformer l'un dans l'autre ; que la lumière devenait calorique lorsqu'elle se combinait avec les corps, et que le calorique devenait lumière quand on l'accumulait dans un corps. — Cette hypothèse est loin d'être adoptée par tous les physiciens, et une foule d'expériences tendent même à démontrer que le calorique et la lumière sont deux fluides distincts, qui ont chacun leurs propriétés particulières. Citons quelques-unes de ces expériences : 1° Lorsqu'on plonge un thermomètre dans les différentes parties d'un spectre solaire, on voit que ce thermomètre s'échauffe très-peu dans le

rayon violet et à côté de lui en dehors du spectre, tandis qu'il s'échauffe d'une manière sensible dans le rayon indigo, plus encore dans le rayon bleu, et ainsi de suite jusqu'au rayon rouge, qui est de tous les rayons simples celui qui produit la plus grande élévation de température. 2° Herschel a remarqué que le thermomètre s'échauffait encore davantage à une petite distance du rayon rouge, en dehors du spectre, et par conséquent sous l'influence des rayons obscurs. 3° Schéele a trouvé que les rayons qui produisaient les effets chimiques les plus puissants étaient ceux qui donnaient lieu à la plus faible élévation de température; ainsi un papier enduit de chlorure d'argent reste blanc lorsqu'on le plonge dans le rayon rouge, et noircit rapidement dans le rayon violet, surtout un peu en dehors du spectre, du côté de l'extrémité violette, et par conséquent dans les rayons obscurs; d'après Sennebier, le rayon violet est aussi, de tous les rayons simples, celui qui tend à faire développer avec plus de puissance la matière verte des plantes. 4° La lumière de la lune, réunie au foyer d'une forte lentille, n'élève pas sensiblement le thermomètre. Quoi qu'il en soit de ces observations, les recherches sur la nature semblable ou dissemblable du calorique et de la lumière n'ont pas encore été assez nombreuses et assez concluantes pour qu'il soit possible de se prononcer à cet égard.

CHAPITRE IV.

Du fluide magnétique.

On trouve dans la nature des minerais de fer qui, lorsqu'on les retire de la terre, possèdent la singulière propriété d'attirer le fer métallique, le cobalt et le nickel avec une force dont l'action se transmet à une petite distance. Le minéral qui possède cette propriété prend le nom d'*aimant*, en grec *μαγνης*; c'est de ce dernier mot qu'est venu le nom de *magnétisme*, qui sert à désigner ces phénomènes d'attraction, et la dénomination de *fluide magnétique*, par laquelle on désigne le fluide impondérable que l'on suppose l'agent de cette attraction.

L'étude du magnétisme est du plus haut intérêt; cependant nous nous en occuperons à peine ici, car elle est entièrement du ressort de la physique, nous nous contenterons donc d'indiquer rapidement les principales propriétés du fluide magnétique.

On trouve des aimants *très-faibles* qui, sous un gros volume, n'exercent sur le fer qu'une attraction peu sensible; on en trouve de *très-puissants* qui, sous un volume peu considérable, sont capables d'attirer et de tenir suspendues de grandes masses de fer. — Lorsqu'on veut étudier la force attractive que l'aimant exerce sur le fer, on peut plonger l'une des extrémités de cet aimant dans la limaille de fer; on voit celle-ci s'attacher à la surface du corps qui l'attire, et acquérir une propriété attractive assez forte pour que les parcelles de limaille qui s'attachent ainsi les unes après les autres forment une sorte de chevelure de plusieurs lignes de longueur. — Quand on approche un aimant puissant d'un morceau de fer dont le poids n'est pas trop considérable, celui-ci semble devenir plus léger lorsqu'il est à quelques millimètres de distance de l'aimant; si la distance devient moins forte, il se précipite sur lui et y adhère avec une force qui ne peut être surmontée que par un effort plus ou moins considérable.

Si l'on roule un aimant dans la limaille de fer, il se couvre de filaments plus ou moins allongés; ces filaments sont longs aux extrémités de l'aimant, et deviennent d'autant plus courts et plus rares qu'ils s'approchent davantage de la ligne médiane; il existe même sur cette ligne des points où l'attraction paraît entièrement nulle. De quelque manière que l'on s'y prenne pour faire cette expérience, on obtient toujours le même résultat. On peut donc, sur la surface d'un aimant et sur le milieu de sa longueur, tracer une ligne dont tous les points sont dépourvus de puissance attractive. Les physiciens la nomment *ligne neutre;* elle partage l'aimant en deux parties que l'on désigne sous le nom de *pôles* de l'aimant. Sous le nom de pôle on ne désigne pas toujours une moitié de l'aimant; mais on entend souvent les parties les plus éloignées de la ligne neutre, celles enfin où l'attraction est la plus forte.

Si l'on suspend horizontalement un barreau aimanté, ou une aiguille magnétique, et qu'à chacun de ses pôles on présente successivement le même pôle d'un autre aimant, on voit bientôt que l'un des pôles de l'aimant suspendu est attiré, et qu'au contraire le pôle opposé

est repoussé. Si l'on retourne l'aimant qui était tenu dans la main pour le faire agir par son autre pôle sur l'aimant suspendu ; on reconnaît encore des phénomènes d'attraction et de répulsion, mais en ordre inverse de la première expérience : ainsi le pôle qui était attiré se trouve repoussé, *et vice versâ*. Il y a donc dans chaque aimant deux forces magnétiques opposées : nous devons en conclure qu'il y a deux fluides magnétiques d'une nature différente qui prédominent, l'un dans un pôle, l'autre dans le pôle opposé. — On appelle *pôles du même nom* ceux qui agissent de la même manière, et l'on suppose que dans tous les aimants les pôles du même nom ont le même fluide prédominant : or, comme ces pôles se repoussent, on admet que chaque fluide se repousse lui-même ; et, comme les *pôles du nom contraire* s'attirent, on en conclut que l'un des fluides magnétiques attire l'autre. — En résumé, les physiciens admettent l'existence de deux fluides magnétiques dont chacun se repousse et attire l'autre.

Lorsqu'un morceau de fer est suspendu à un aimant, il devient lui-même un aimant, et il acquiert la propriété d'attirer la limaille de fer ; si on le roule dans cette limaille, on ne tarde pas à lui reconnaître, comme à l'aimant, une ligne neutre et deux pôles ; mais toute force attractive disparaît lorsqu'on retire le barreau aimanté qui avait communiqué au fer cette puissance magnétique. On explique ce phénomène en disant que le fer contient comme l'aimant les deux fluides magnétiques, mais que ces fluides y sont *combinés* et neutralisés l'un par l'autre ; si l'on soumet le fer à l'action d'un aimant, celui-ci provoque la séparation des deux fluides, attire l'un d'eux, celui de nom contraire, et repousse l'autre à l'extrémité opposée, où il peut exercer une puissance attractive sur le fer qu'on lui présente.

La limaille d'acier est, de même que celle du fer, attirée par l'aimant ; mais les morceaux d'acier d'un volume un peu considérable reçoivent plus difficilement que le fer l'influence des aimants. Cependant, si l'on prolonge le contact, on ne tarde pas à remarquer que les morceaux d'acier qui, naguère, étaient peu attirables, finissent par se soumettre aussi bien que le fer à la force attractive de l'aimant ; si, au lieu de se contenter d'un simple contact, on fait passer plusieurs fois l'aimant dans le même sens sur toute la longueur de la barre d'acier, la puissance magnétique se développe rapidement dans celle-ci ; mais, au lieu de perdre cette puissance, lorsque le contact entre l'aimant et l'acier n'existe plus, ce dernier conserve pour toujours le magnétisme qu'il a pris, et devient lui-même un aimant : on le désigne alors sous le nom d'*aimant artificiel*, pour le distinguer des *aimants naturels* qui ont pris dans la terre une puissance magnétique.

Lorsqu'une aiguille aimantée est suspendue horizontalement par un fil de soie, ou posée sur un pivot, elle n'est pas en équilibre dans toutes les positions, mais elle prend constamment une direction déterminée vers un des points de l'horizon, et, si on l'en écarte, elle y revient toujours par des oscillations plus ou moins rapides ; si l'on renverse les pôles de l'aiguille en la retournant bout à bout, elle fait rapidement une pirouette, et revient à sa direction primitive. Cette expérience, faite dans tous les points du globe accessibles à l'homme, a toujours donné les mêmes résultats. La terre agit donc sur les aiguilles aimantées comme un grand aimant ; si l'on consulte les observations qui ont été faites dans les différents climats, on arrive à reconnaître que la ligne neutre de cette nouvelle puissance attractive est située vers l'équateur, et que ses pôles sont placés près des régions polaires. Ainsi la terre a deux régions magnétiques, l'une australe et l'autre boréale ; la connaissance de ce fait a donné aux physiciens le moyen de désigner chacun des fluides magnétiques : on nomme *fluide boréal* celui qui domine dans la région boréale de la terre, et *fluide austral* celui qui est prédominant dans la région australe ; or, comme ce sont les fluides de nom contraire qui s'attirent, on doit en conclure que c'est le pôle austral d'une aiguille aimantée librement suspendue, qui se dirige spontanément vers le *nord*, et que c'est son pôle boréal qui se dirige vers le *sud*. — On donne le nom de *méridien magnétique* à la *trace* que ferait, sur la surface de la terre, le plan qui passerait par le centre de la terre et par la direction de l'aiguille horizontale. Le méridien magnétique d'un lieu ne coïncide presque jamais avec le *méridien astronomique* du même lieu ; ces deux lignes méridiennes forment le plus souvent entre elles un angle plus ou moins grand que l'on désigne sous le

nom de *déclinaison* de l'aiguille aimantée. Il y a cependant des lieux sur la terre où l'aiguille aimantée se dirige exactement dans le sens du méridien astronomique, qui, dans ces lieux, se confond avec le méridien magnétique.

Lorsque les aiguilles aimantées sont suspendues de telle sorte qu'elles peuvent se mouvoir librement autour de leur centre de gravité dans le plan vertical du méridien magnétique, on remarque presque toujours que ces aiguilles forment avec l'horizon un angle que l'on désigne sous le nom d'*inclinaison* de l'aiguille aimantée ; près des régions polaires, l'aiguille tend à devenir verticale et à former avec le globe un angle de 90° ; si de ces régions on se dirige vers l'équateur, on remarque que l'inclinaison diminue avec la latitude, et qu'en arrivant vers la zône équatoriale on trouve un point où l'aiguille devient horizontale et où l'inclinaison est tout-à-fait nulle. En passant outre, l'inclinaison recommence, mais en sens inverse ; dans l'hémisphère austral, c'est le pôle boréal de l'aiguille qui plonge au-dessous de l'horizon ; le contraire a lieu dans l'hémisphère boréal. — Les points des régions polaires où l'aiguille aimantée devient verticale, sont les *pôles magnétiques* de la terre : le lieu précis de ces pôles est encore inconnu. La série des points où l'aiguille est parfaitement horizontale forme autour de la terre une ligne courbe que l'on désigne sous le nom d'*équateur magnétique*.

Les détails qui précèdent suffisent pour donner du magnétisme une idée sommaire : aller plus loin serait anticiper sur le domaine de la physique, et dépasser le but que nous nous sommes proposé.

CHAPITRE V.

DE L'ÉLECTRICITÉ.

§ Ier. *Electricité par frottement.*

Définition de l'électricité.—Lorsqu'on prend un tube de verre, ou bien un bâton de soufre ou de cire d'Espagne, ou bien encore un morceau d'ambre, et que l'on approche ces corps de petites parcelles de papier, de feuilles d'or, de sciure de bois, des corps légers en un mot, on n'aperçoit aucun phénomène; mais, si avant de faire cette expérience, on a frotté le tube de verre, les morceaux de soufre, d'ambre, de cire d'Espagne, ces substances acquièrent la propriété remarquable d'attirer à eux les corps légers qu'on leur présente, et cette attraction est quelquefois si vive que les feuilles d'or, par exemple, peuvent être enlevées à un pied de distance. La propriété qu'acquièrent ainsi certaines substances par le frottement a été désignée sous le nom d'*électricité*, du mot grec ἤλεκτρον, qui signifie *ambre*, parce que c'est dans l'ambre qu'elle a été d'abord remarquée par les philosophes grecs. — Tous les corps ne jouissent pas de la propriété qui vient d'être signalée ; la gomme laque, la résine, l'ambre, le soufre, le verre, le diamant, la topaze, l'émeraude et la plupart des pierres précieuses peuvent, lorsqu'on les a frottés, attirer les fragments légers; ce sont des corps éminemment électriques ; les métaux et une foule d'autres substances ne donnent au contraire jamais la moindre trace d'électricité. — Cette différence qui existe entre les corps peut servir à les diviser en deux grandes séries : 1° les corps *idio-électriques*, qui prennent de l'électricité par le frottement ; 2° les corps *anélectriques*, qui ne sont pas susceptibles d'en prendre.

Corps conducteurs et non conducteurs. — Si les corps anélectriques ne peuvent prendre d'électricité par le frottement, ils peuvent en recevoir d'une autre manière : que l'on introduise par exemple une tige métallique dans un tube de verre, et que l'on électrise ce dernier : on verra bientôt toute la portion métallique qui dépasse le tube jouir, dans tous les points de son étendue, de la propriété d'attirer les corps légers ; on remarque en même temps que le verre n'en jouit que dans les points qui ont été frottés, et que jamais l'électricité ne se répand uniformément sur toute sa surface. — Cette expérience prouve que les corps anélectriques peuvent transmettre l'électricité : on exprime cette faculté en disant qu'ils sont *conducteurs* de l'électricité ; au contraire, les corps idio-électriques sont *non-conducteurs*, puisque l'électricité ne peut chez eux passer d'un point à un autre. On les appelle aussi corps *isolants*, parce que les corps électrisés qui reposent sur eux conservent long-temps leur électricité, et sont isolés du sol, qui est lui-même un bon conducteur.

Des deux espèces d électricité. — Un corps électrisé ne tarde pas à *repousser* le corps léger qu'il avait primitivement

attiré. Cette expérience est facile à faire à l'aide d'un petit instrument que l'on nomme *pendule isolé*, et qui se compose d'une petite balle de moelle de sureau suspendue à un support en verre au moyen d'un fil de soie. En présentant un tube de verre électrisé à ce petit instrument, la balle de sureau vient vivement toucher le tube et se coller à sa surface ; mais, au bout de quelques instants, un phénomène inverse se manifeste, et la petite balle est repoussée à distance : si l'on vient à toucher la balle avec la main ou avec tout autre corps conducteur susceptible de lui enlever l'électricité qu'elle avait prise au tube, elle peut être de nouveau attirée par celui-ci, puis repoussée une seconde fois lorsqu'elle en a partagé l'électricité. Cette expérience ne manque jamais, quelle que soit la manière dont on la varie.— Mais si, après avoir communiqué de l'électricité à la petite balle à l'aide du tube de verre, et avoir constaté le phénomène de répulsion, on vient à approcher de la balle électrisée un bâton de résine préalablement frotté, on voit la petite balle être attirée par celui-ci avec beaucoup de vivacité, puis être repoussée à son tour, et, dans cette nouvelle expérience, la balle, électrisée, puis repoussée par la résine, est vivement attirée par le verre. Si l'on prend deux pendules, que l'on électrise l'un d'eux par le verre, et l'autre par la résine, les deux petites balles s'attirent mutuellement lorsqu'elles sont à une distance convenable; au contraire, elles se repoussent quand elles ont été toutes deux électrisées par la même substance, par le verre ou par la résine. — De ces différents phénomènes, il faut nécessairement conclure que l'électricité du verre et celle de la résine ne sont pas identiques; pour les distinguer l'une de l'autre, on nomme la première *électricité vitrée*, ou *électricité positive*, et la seconde *électricité résineuse* ou *électricité négative*. Les corps qui sont électrisés d'une manière repoussent ceux qui sont chargés de l'électricité de même nom, et attirent ceux qui possèdent l'électricité contraire.

De l'état naturel des corps. — Les physiciens admettent que tous les corps possèdent les deux espèces d'électricité, mais que ces fluides sont *combinés* entre eux de manière à se neutraliser complètement et à constituer l'*état naturel* des corps; mais lorsqu'on vient à les séparer par une cause quelconque, le corps dans lequel cette séparation a eu lieu est un corps électrisé; il est électrisé *vitreusement* ou *résineusement* lorsque c'est l'électricité vitrée ou résineuse qui domine. — Lorsqu'on développe une électricité quelconque dans un corps qui était à l'état naturel, il faut donc que l'électricité contraire soit développée; car elle ne peut pas être détruite par la cause décomposante; il est facile de s'en assurer en frottant l'un contre l'autre deux disques isolés par des manches de verre. Aussitôt qu'on les sépare, on peut reconnaître que l'un possède l'électricité vitrée et l'autre la résineuse. Cette expérience réussit toujours, quelle que soit la nature des disques.

Communication de l'électricité. — L'électricité peut se communiquer au contact ou à distance; les corps non-conducteurs ne prennent et ne perdent de l'électricité que dans l'étendue de leur contact; les corps bons conducteurs la prennent ou la perdent dans toute l'étendue de leur surface. Les corps conducteurs qui communiquent avec le sol au moyen de corps également conducteurs, ne peuvent jamais garder l'électricité; on dit alors qu'elle s'écoule dans le sol ou dans le *réservoir commun*. — L'électricité qui se communique à distance présente à son passage dans l'air sec le curieux phénomène de l'*étincelle électrique*; on entend en même temps un petit bruit.

§ II. *Electricité par influence.*

Les corps conducteurs peuvent prendre l'état électrique non-seulement par le frottement ou la communication, mais encore par la seule *influence* qu'un corps électrisé peut exercer sur eux à distance. Il est facile de le prouver au moyen de l'expérience suivante. On prend un conducteur *isolé*, horizontal, pourvu de distance en distance de fils de lin auxquels pendent de petites balles de sureau; on l'approche d'un corps électrisé, en ayant soin que la distance soit assez grande pour qu'il ne puisse en recevoir l'électricité par l'étincelle; on observe alors les phénomènes suivants : les petits pendules placés aux extrémités du conducteur divergent et se repoussent, ce qui démontre qu'ils sont électrisés et pourvus d'électricité de même nom; cette divergence diminue vers le milieu du conducteur, où se trouve un point dans lequel il ne se manifeste aucun phénomène de répulsion. Si l'on promène le

long de ce conducteur une petite balle de sureau dans l'état naturel et suspendue à un fil de soie qui l'isole, elle est attirée partout, excepté dans le point où il n'y a pas de divergence dans les pendules; si au contraire elle est électrisée, elle se trouve attirée à une des extrémités du conducteur et repoussée à l'extrémité opposée, ce qui prouve qu'elles sont chargées d'électricités contraires. Si l'on éprouve ces électricités, on voit que celle qui est accumulée à l'extrémité la plus rapprochée du corps électrisé est d'une nature opposée à la sienne, et qué celle qui est à l'autre extrémité est, au contraire, de la même nature. — Si l'on enlève et que l'on remette à plusieurs reprises le conducteur en présence du corps électrisé, les mêmes phénomènes cessent ou se reproduisent à chaque fois.

En réfléchissant bien à tous les résultats qui viennent d'être énoncés, on voit que le conducteur ne prend rien au corps électrisé, et que par conséquent il possède en lui-même les principes des deux électricités qui se développent sous la seule *influence* de ce corps. Les deux électricités étaient combinées dans le conducteur qui se trouvait lui-même à l'état naturel; elles se sont séparées à l'approche du corps électrisé : celle du nom contraire s'est fixée à l'extrémité la plus rapprochée; celle du même nom a été repoussée à l'extrémité la plus éloignée. Si l'on met cette dernière en communication avec le sol, l'électricité qu'elle contient s'écoule; et, lorsque l'on éloigne le conducteur du corps qui agissait sur lui, l'électricité qui est restée sur l'extrémité qui en était voisine se répand uniformément sur toute sa surface et devient alors sensible par les phénomènes auxquels elle donne lieu.

De l'électrophore. — L'*électrophore* est un instrument de physique dont nous avons eu plusieurs fois occasion de parler (*Voyez* EUDIOMÈTRE, p. 3), et dont la construction est basée sur les principes de l'électricité par influence. Il se compose : 1° d'un gâteau de résine dont la surface supérieure doit être sensiblement plane; 2° d'un plateau en cuivre, ou bien en bois revêtu d'étain; ce plateau doit avoir un diamètre moindre d'un ou deux pouces que celui du gâteau, et être pourvu à sa surface supérieure d'un manche isolant formé de verre enduit de gomme laque. Lorsqu'on veut se servir de l'instrument, on commence par électriser résineusement le gâteau de résine en en battant la surface supérieure avec une peau de chat. Puis on pose sur ce gâteau le plateau dont l'électricité naturelle est aussitôt décomposée; l'électricité vitrée est attirée au contact du gâteau, l'électricité résineuse est repoussée à la surface opposée; en tirant une étincelle du plateau avec le doigt, on donne écoulement au fluide résineux, et en relevant le plateau, on le trouve fortement chargé de fluide vitré.

§ III. *Electricités dissimulées.*

Lorsque deux disques conducteurs sont mis en présence, et séparés par une lame isolante en verre ou en résine, que l'un d'eux reçoit de l'électricité vitrée et l'autre de la résineuse, ces deux fluides s'attirent mutuellement sur les deux faces de la lame non conductrice, qui en empêche la combinaison. On dit alors que ces électricités sont *dissimulées*. Il est inutile, pour que le phénomène de la dissimulation ait lieu, que les deux disques conducteurs reçoivent du fluide électrique, l'un d'une source vitrée, l'autre d'une source résineuse; il suffit que le disque supérieur reçoive une électricité quelconque, et que le disque inférieur soit en communication avec le sol; ce dernier se charge toujours par influence, mais prend une dose de fluide un peu inférieure à celle du disque supérieur. Si celui-ci reçoit continuellement de nouvelles quantités de fluide électrique, il arrivera que les deux fluides se trouveront accumulés en quantité très-considérable sur les faces de la lame isolante. Tous les appareils, dans lesquels on accumule ainsi de l'électricité, sont désignés sous le nom de *condensateurs*. Un des condensateurs les plus employés est la *bouteille de Leyde*, qui consiste essentiellement en une bouteille de verre qui fait office de lame isolante, et dont les deux faces sont en contact, l'extérieure avec une feuille d'étain, qui ne monte que jusqu'à quelques pouces de l'ouverture du vase, et l'intérieure avec des feuilles de clinquant dans lesquelles plonge une tige conductrice qui sort du goulot de la bouteille et se recourbe en crochet. Ce crochet étant en contact avec une source d'électricité, et la garniture extérieure communiquant avec le sol, soit à l'aide du bras et du corps de l'expérimentateur, soit au moyen d'une chaîne conductrice, on peut *charger* l'instrument d'une forte proportion de fluides électriques, qui s'attirent mutuellement

à travers la lame de verre qui en empêche la recomposition.— Cette recomposition peut cependant être obtenue de deux manières : lentement et subitement. — La recomposition lente s'opère lorsqu'on tire successivement une série de petites étincelles des deux garnitures du condensateur; on finit ainsi par épuiser tout le fluide qu'elles contenaient. — La recomposition subite se détermine en établissant une communication entre les deux garnitures au moyen d'un arc conducteur métallique, pourvu lui-même de manches isolants : l'étincelle jaillit alors avec beaucoup de bruit et d'éclat, et l'instrument se trouve déchargé. Si l'arc conducteur métallique, que l'on désigne sous le nom d'*excitateur*, était remplacé par les deux bras d'une personne, celle-ci éprouverait une commotion d'autant plus forte que la charge serait plus élevée, et qui pourrait être assez énergique pour devenir dangereuse.

§ IV. *De l'électricité galvanique.*

Le frottement des corps n'est pas la seule manière de développer l'électricité: le simple contact de deux substances hétérogènes suffit pour produire le même phénomène. C'est Galvani, professeur de physique à Bologne, qui a fait, par hasard, cette grande découverte, en 1789. — Pendant long-temps, les physiciens furent en désaccord sur la nature des phénomènes qui se produisaient au contact des corps, et ce fut Volta, professeur à Pavie, qui démontra que ces phénomènes étaient dus à une électricité semblable à celle qui était développée par le frottement.

Force électromotrice. On nomme ainsi la force nouvelle qui s'exerce entre les substances hétérogènes : elle a pour caractère de naître du contact, de résider à la surface de jonction, d'y décomposer les électricités naturelles, en faisant passer le fluide vitré sur l'un des corps, le fluide résineux sur l'autre corps, et en empêchant leur récomposition. — Les tensions électriques qui sont développées et retenues par la force électromotrice, ne sont pas les mêmes pour toutes les substances ; les métaux sont généralement, mais à des degrés variables, de bons *électromoteurs* ; les autres substances sont faiblement électromotrices.

Pile voltaïque. — On nomme ainsi un instrument inventé par Volta, et dont la théorie repose sur le développement de l'élecricité par contact. Il se compose de trois corps différents, savoir : deux métaux électromoteurs et un corps non métallique, bon conducteur, et faible électromoteur. Les métaux dont on se sert presque toujours sont le zinc et le cuivre. Le premier forme les *éléments positifs* ou *vitrés* de la pile; le second en forme les *éléments négatifs* ou *résineux*. Deux rondelles, l'une de cuivre, l'autre de zinc, soudées ensemble, constituent ce que l'on nomme un *couple*. Chaque couple contient les deux électricités, séparées par la force électromotrice, et distribuées, la vitrée sur le zinc et la résineuse sur le cuivre. — Le corps non métallique reçoit le nom de *conducteur* de la pile, et se compose ordinairement d'une rondelle de drap imbibée d'une faible dissolution saline, ou acide, ou bien alcaline.

Théorie de la pile voltaïque. Cet instrument étant d'un usage très-fréquent en chimie, nous devons le faire connaître avec tous les détails que comporte son importance.

Si nous considérons un couple formé d'une plaque de zinc soudée à une plaque de cuivre d'une égale dimension, et que nous mettions la face cuivre de ce couple en contact avec le sol, cette face sera dans l'état naturel, parce que son électricité, qui est de nature résineuse, s'écoulera dans le réservoir commun ; mais la face zinc se couvrira d'une couche d'électricité vitrée libre, qui ne pourra dépasser le point de contact des deux métaux, et dont la force électromotrice empêchera l'écoulement. Représentons par + 1 la quantité totale de cette électricité vitrée, la valeur de cette unité dépendra de l'étendue des deux plaques et sera proportionnelle à leur surface. — Ceci posé, recouvrons la face zinc du couple d'une rondelle de drap légèrement humectée avec de l'eau salée; cette rondelle, ne pouvant s'électriser comme tout corps conducteur et mauvais électromoteur que par le partage, prendra une partie de l'électricité libre de la face zinc ; mais, comme il faut que celle-ci possède, par rapport au cuivre, l'excès d'électricité qu'elle avait avant d'être recouverte, elle la reprendra au cuivre, qui, à son tour, la reprendra au sol. — Si l'on pose sur la rondelle humide une nouvelle pièce cuivre et zinc, de telle façon que la face cuivre soit inférieure, voici ce qui arrivera : 1° La face zinc de ce second couple conservera l'excès d'électricité vitrée

+ 1 qu'elle tient de son contact avec le cuivre ; 2° le système entier du couple partagera l'électricité libre de la rondelle humide, comme le ferait tout autre corps conducteur ; la rondelle reprend son électricité au zinc du premier couple ; le zinc la reprend au cuivre, et celui-ci au sol ; de sorte qu'après un temps infiniment court, il s'établit un état électrique stable, dans lequel les quantités d'électricité libre peuvent être représentées de la manière suivante : face cuivre du premier couple, en contact avec le sol, 0 ; face zinc du premier couple + 1 ; rondelle humide + 1 ; face cuivre du second couple, + 1 ; face zinc du second couple + 2.

Sur le second couple, posons une seconde rondelle, puis un troisième couple cuivre et zinc : la rondelle partagera l'électricité libre du zinc du second couple, et aura alors une quantité d'électricité libre égale à + 2 ; la face zinc du troisième couple, considérée intrinséquement, conservera l'excès d'électricité vitrée + 1 qu'elle tient de son contact avec le cuivre, et le couple tout entier partagera, comme corps conducteur, l'électricité libre de la rondelle humide, sur laquelle on l'aura placé : la face cuivre de ce troisième couple aura donc une quantité d'électricité libre égale à + 2, et la face zinc du même couple en aura une quantité égale à + 3. — Si l'on continue à superposer ainsi des couples, toujours séparés par des conducteurs humides, les quantités d'électricité vitrée libre croîtront de bas en haut, suivant une progression arithmétique ; la face zinc du quatrième couple aura une quantité d'électricité vitrée égale à + 4 ; cette quantité sera égale à + 10, à + 20, à +100, à +1000, etc. sur la face zinc du 10e, du 20e, du 100e, du 1000e couple, etc. — La pile, telle que nous venons de la décrire, reçoit le nom de *pile à colonne*.

Nous avons supposé, dans la construction de la pile, que la face cuivre du premier couple communiquait au sol, et que tous les autres couples étaient disposés de telle façon que la face cuivre était toujours du côté du sol ; si nous changeons l'ordre et que nous mettions le zinc en contact avec le réservoir commun, nous obtiendrons les mêmes effets, à cette exception près que c'est le fluide résineux qui s'accumulera sur les faces cuivre des couples. — On donne le nom de *pôles* aux deux extrémités de la pile : l'*extrémité zinc* forme le *pôle positif*, et l'*extrémité cuivre* constitue le *pôle négatif*. Si l'on met un fil métallique en contact avec chacun de ces pôles, ce fil partage aussitôt le fluide du pôle qu'il touche ; on a, de cette manière, deux conducteurs, l'un positif, l'autre négatif, qui, lorsqu'on les met en présence, donnent une recomposition continuelle. Si ces deux fils conducteurs sont approchés à une petite distance l'un de l'autre, on voit jaillir entre eux une série continuelle d'étincelles électriques, indices des recompositions et décompositions alternatives qui s'opèrent dans cette source indéfinie d'électricités contraires. — Lorsque les fils conducteurs sont mis en contact immédiat, les étincelles disparaissent, mais les effets de la pile ne sont pas détruits : il se passe toujours une suite de décompositions dans les couples et de recompositions dans la longueur du fil, phénomènes dont on peut avoir des signes visibles en fermant le circuit de la pile avec un fil métallique un peu fin : si ce fil est long, il devient chaud subitement ; s'il est moins long, il devient rouge-cerise ; s'il est court, il acquiert la température rouge-blanche ; il peut même être fondu et tomber en globules brûlants, si le métal peut éprouver la fusion.

La pile à colonne est très-bonne pour la démonstration de la théorie de cet instrument ; mais elle offre dans la pratique des inconvénients qui lui font préférer d'autres dispositions.

La pile à auge est une des plus employées ; elle se compose de couples cuivre et zinc, placés de champ et parallèlement les uns aux autres sur des supports isolants, et éloignés les uns des autres par de petits intervalles qui forment les parois extrêmes d'espèces d'auges dans lesquelles on verse le liquide qui doit remplacer la rondelle humide et faire office de corps conducteur. Tous ces couples sont placés dans une caisse en bois dont les grands côtés servent à fermer les auges, et dont la paroi inférieure est revêtue d'une couche d'un mastic non conducteur.

§ V. *Effets chimiques de la pile.*

Décomposition de l'eau. — Le premier effet chimique qui fut obtenu par la pile est la décomposition de l'eau : cette découverte a été faite au commencement de ce siècle par Carlisle et Nicholson. L'appareil à l'aide duquel on fait maintenant cette opération est repré-

senté fig. 20. — Je ne reviendrai pas ici sur les détails relatifs à cette décomposition, dont les phénomènes ont été décrits page 27.

Décomposition des oxydes métalliques. — Les oxydes sont réduits par la pile et décomposés comme l'eau ; le métal est attiré au pôle négatif et l'oxygène au pôle positif. — Pour décomposer les oxydes très-réductibles, par exemple l'oxyde d'argent, on peut faire l'expérience de la manière suivante : on place l'oxyde sec et en poudre sur une plaque de platine qui communique au fil positif. On touche ensuite cet oxyde avec le fil négatif, et l'on voit bientôt une petite loupe d'argent apparaître à l'extrémité de ce fil ; on voit en même temps des étincelles d'une belle couleur verte traverser la poudre. — Les oxydes moins réductibles doivent être humectés d'eau ; il est vrai que ce liquide se décompose et que l'effet est complexe, mais l'eau favorise la conducibilité.

Les alcalis, tels que la potasse, la soude, la baryte, la chaux, etc., ont été considérés pendant long-temps comme des corps indécomposables ; il était réservé à sir H. Davy d'en séparer les éléments, et ce fut en 1807 qu'il y parvint à l'aide de la pile. (Voyez *Potassium*, page 94.)

Décomposition des acides. — Les acides se décomposent comme les oxydes ; si c'est un oxacide qui est soumis à l'influence décomposante de la pile, l'oxygène se rend au pôle positif et la base au pôle négatif ; si c'est un hydracide, le contraire a lieu : dans ce cas, c'est la base qui est attirée au pôle positif, et l'hydrogène qui va au pôle négatif.

Décomposition des sels. — Nous l'avons étudiée à la page 126.

Préparation de l'hydrure ammoniacal de mercure. — C'est au docteur Séebeck que l'on doit la connaissance de la formation de ce singulier corps, sous l'influence de la pile ; les détails relatifs à cet effet de la pile ont été consignés page 239.

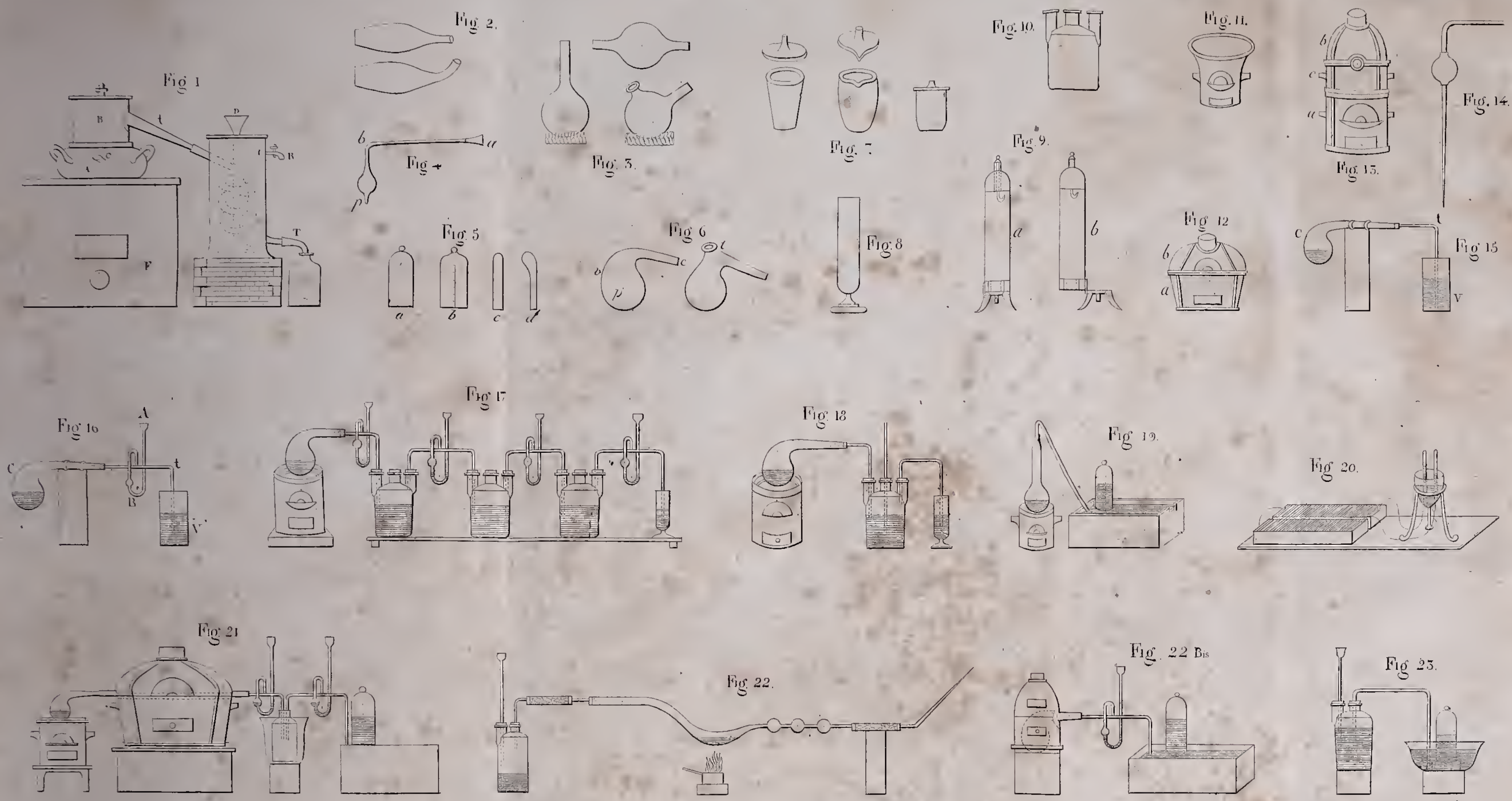
FIN DE LA TROISIÈME PARTIE.

TABLE DES MATIERES

CONTENUES

DANS CE VOLUME.

FIN DE LA TABLE.



Lith. Petit et Cie R. ...

